Kimyasal Bağlar

Atomlar (soy gazlar hariç) elektronik yapıları ve dolayısıyla da elektronlarının sahip oldukları enerji durumları nedeniyle birbirleriyle veya başka atomlarla birleşme isteği duyarlar.

Yani, tüm atomlar sürekli son yörüngelerinin tam dolu olduğu en kararlı yapıya, soy gaz yapısına, diğer bir deyişle en düşük enerjili duruma ulaşma eğilimindedirler.

Bu eğilim atomlar arasında elektron alışverişinin olmasına, dolayısıyla kimyasal bağların ve kimyasal reaksiyonların meydana gelmesine neden olur.

Bir atomun mevcut durumundan daha kararlı bir yapıya ulaşmasının tek yolu, atomun elektronik yapısında, yani elektron dağılımında bir takım değişikliklerin meydana gelmesidir. Atomların elektronik yapılarının değişmesine neden olan ilişkiye **kimyasal bağ** adı verilir.

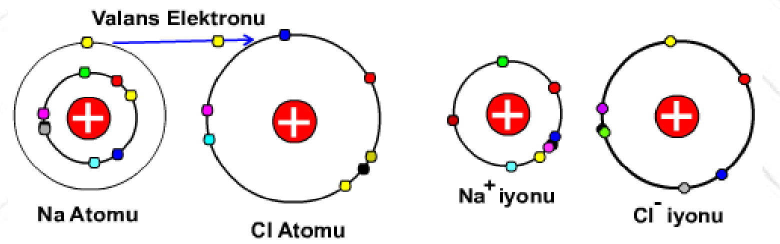
Atomlar arasında üç farklı çeşit kimyasal bağ meydana gelir. Bunlar, iyonik bağlar, kovalent bağlar ve metalik bağlardır.

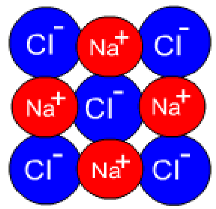
İyonik Bağ: bir elektronun bir atomdan tamamen uzaklaşıp diğer atomun bünyesine geçtiği bağlardır. Bağa katılan atomlardan biri elektron kaybedip + yüklü, diğeri elektron kazanıp – yüklü iyonlara dönüşürler. İyonlar arasındaki elektrostatik çekim bağı oluşturur.

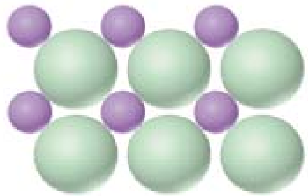
Kovalent Bağ: elektronların bağa katılan iki veya daha fazla atom arasında ortaklaşa kullanıldığı bağlardır. Tek bir kovalent bağ iki atom arasında bölüşülmüş bir elektron çiftinden meydana gelir. Moleküller birbirlerine kovalent bağlarla bağlanmış atomlardan meydana gelir.

Metalik Bağ: metal ve alaşımlarında bulunan bağdır. Metal atomları yan yana dizilerek üç boyutlu bir yapı oluştururlar. Çekirdekler etrafında iç içe girmiş bir elektron bulutu oluşur. Bu yük bulutundaki elektronlar yapının her yerinde serbestçe dolaşır.

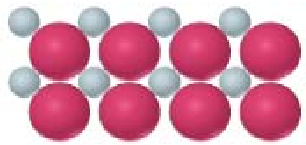
İyonik Bağ





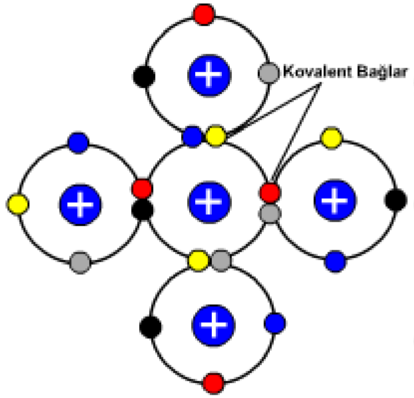


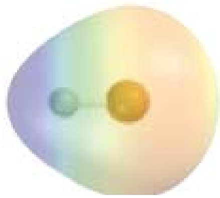
NaCl



MgO

Kovalent Bağ

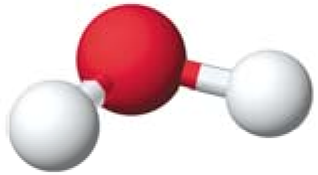




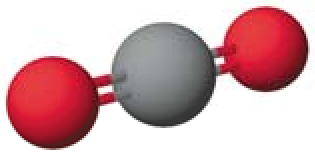
$^{\delta+}H—Cl^{\delta-}$



Cl:Cl

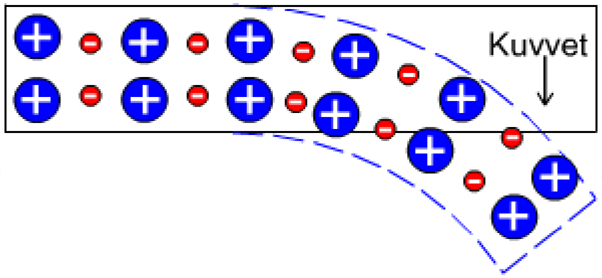


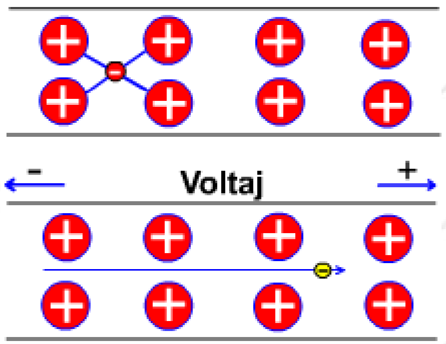
H_2O



CO_2

Metalik Bağ

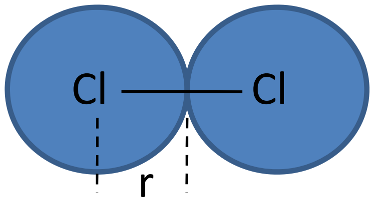


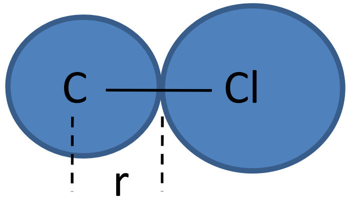




Bir atomun kimyasal bir bağ oluşturmak üzere nasıl etkileştiği bir çok nedene bağlıdır. Bu nedenlerin en başında atomun çekirdeğinde bulunan yük miktarı ve atomun elektronik yapısı gelmektedir. Bunun yanısıra atomun etkin büyüklüğünü gösteren atom yarıçapı da oldukça önemlidir.

Tek bir atomun etkin büyüklüğünün ölçülmesi mümkün değildir, çünkü atom etrafında elektronun bulunma olasılığı hiçbir zaman sıfır olmaz. Bu nedenle atomların birbirleriyle yaptıkları bağların uzunluklarından faydalanılarak etkin büyüklük, yani atom yarıçapı ölçülür.



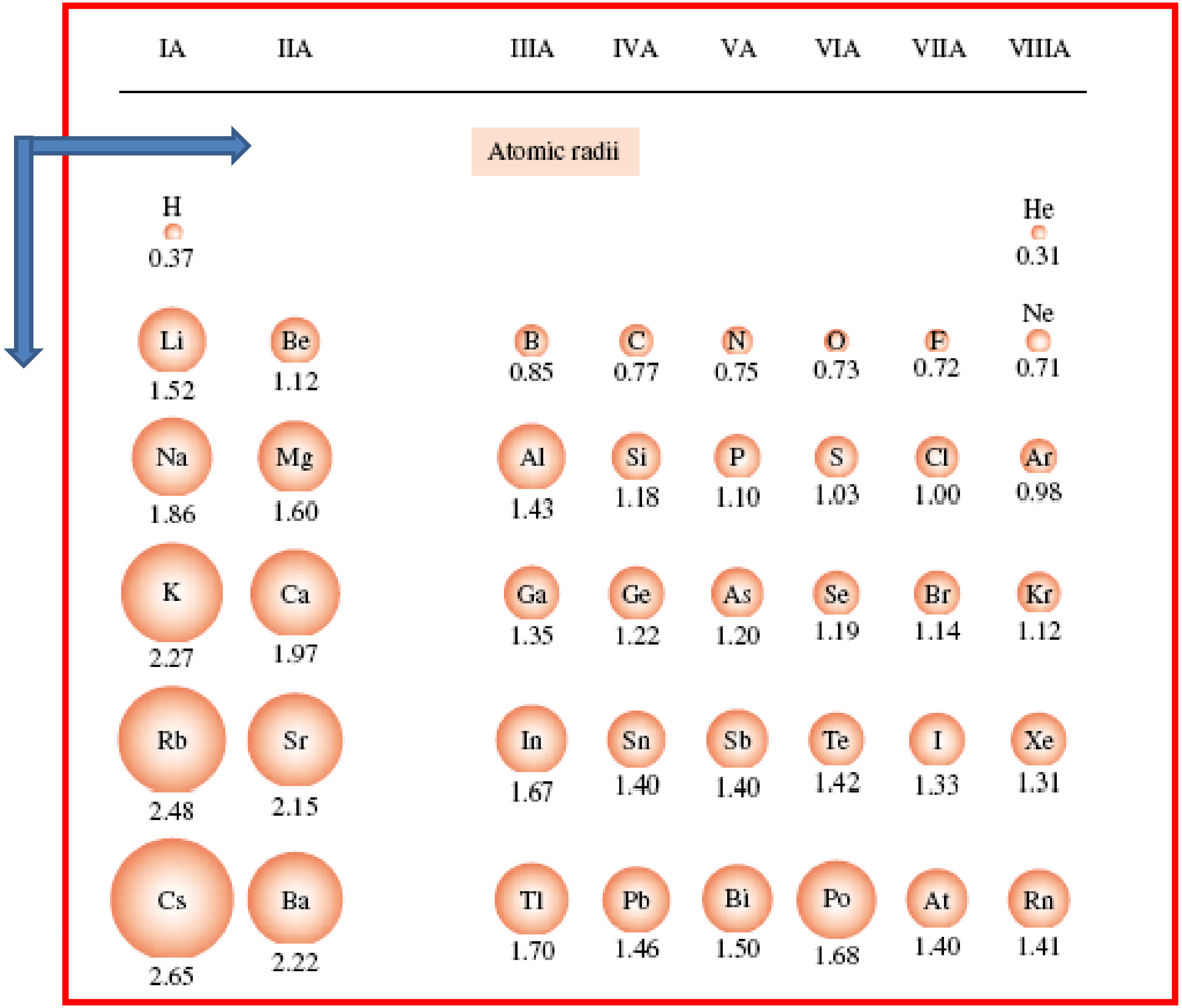


Örneğin, Cl – Cl bağının uzunluğu 198 pm dir. Bu uzunluğun yarısı olan 99 pm Cl atomunun yarıçapı olarak alınır ve kullanılır. C – Cl bağ uzunluğu olan 176 pm değerinden 99 olan Cl değeri çıkartılarak karbonun bağ uzunluğu ise 77 pm olarak bulunur.

Etkin bir özellik olan atom yarıçapları periyodik cetvelde guruplar arasında (yukarıdan aşağıya) ve periyotlar arasında (soldan sağa) nasıl değişir?

1- Periyodik cetvelde bir periyotta **soldan sağa doğru gidildikçe baş gurup elementlerinin atom yarıçapları azalır**. Bunun nedeni, bir periyotta bir kabuğun doldurulması ve bir atomdan diğerine geçilirken aynı kabuğa bir elektron çekirdeğe ise bir proton eklenir. Soldan sağa doğru artan çekirdek yükü elektronları daha fazla çeker, atomun yarıçapı küçülür.

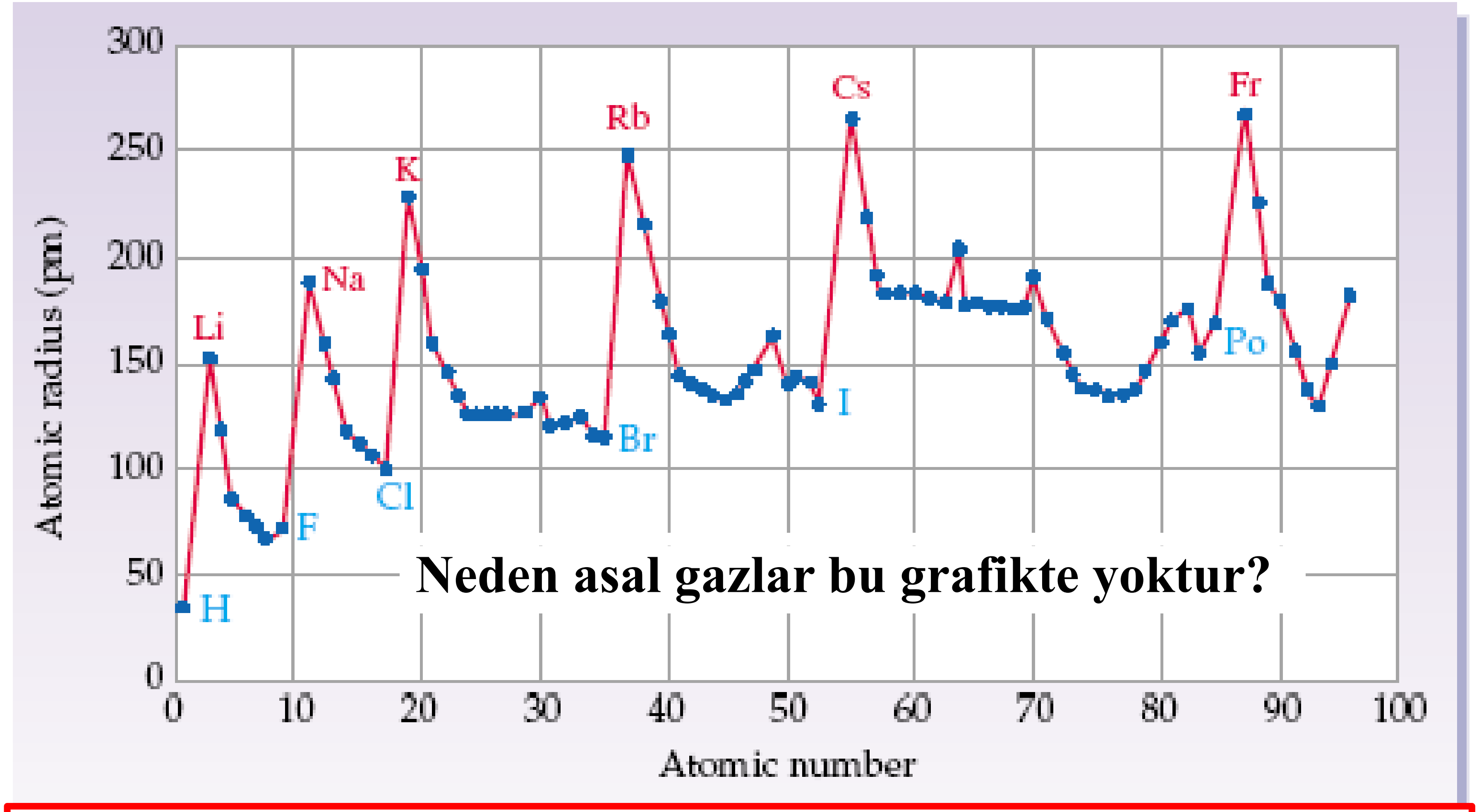
2-Periyodik cetvelde **bir gurupta yukardan aşağıya doğru inildikçe atom yarıçapları büyür**. Bunun nedeni, bir gurupta yukarıdan aşağıya inildikçe atomlara yeni kabukların eklenmesidir. Bu kabuklarda proton sayısı, dolayısıyla çekirdek yükü artmasına rağmen yeni eklenen kabuklar çekirdeğin elektronları etkin bir biçimde çekmesini perdeler ve atom yarıçapları gittikçe büyür.



Bir guruptaki en küçük atom **ilk atom**dur.

Bir periyottaki en küçük atom **son atom**dur.

Guruplar ve Periyotlar arasında atom yarıçaplarının nasıl değiştiği aşağıdaki grafikte gösterilmiştir.



Grafikte Li, Na, K, Rb, Cs, Fr bir gurubu, Li-F, Na-Cl, K-Br vs ise periyotları temsil etmektedir.

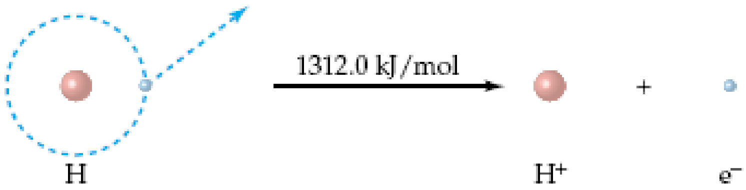
Geçiş ve iç-geçiş elementlerinde atom yarıçapının değişim modeli biraz daha farklıdır. Geçiş elementlerinde farklılaştırıcı elektronlar daha içteki d orbitallerine girerler. Artan çekirdek yükünün çekme etkisi, dolan içteki d orbitalleri tarafından perdelenir. Bu nedenle soldan sağa doğru atom yarıçapının azalma hızı yavaşlar. Serinin sonuna doğru d orbitallerinin dolması tamamlanırken bu kez yarıçap artmaya başlar.

İç geçiş elementlerinden Lantanitlerin (58-71) atom yarıçaplarında **lantanit büzülmesi** adı verilen yavaş fakat düzenli bir küçülme görülür. Bu elementlerin farklılaştırıcı elektronları dıştan içe doğru 4f orbitaline girerler. Bu 4f elektronları çekirdek yükü artışını perdelerler, ama bu perdeleme en dıştaki 6s elektronları için çok etkin değildir, bu nedenle atom yarıçapı az ama düzenli olarak azalır.

Bir kural olarak, daima **metal atomlarının yarıçapları, ametal atomlarının yarıçaplarından daha büyüktür**.

Temel halde bulunan (nötral) bir atomdan bir elektron uzaklaştırmak için verilmesi gereken enerjiye birinci iyonlaşma enerjisi denir.

$$A_{(g)} \rightarrow A^{+}_{(g)} + e^{-}$$



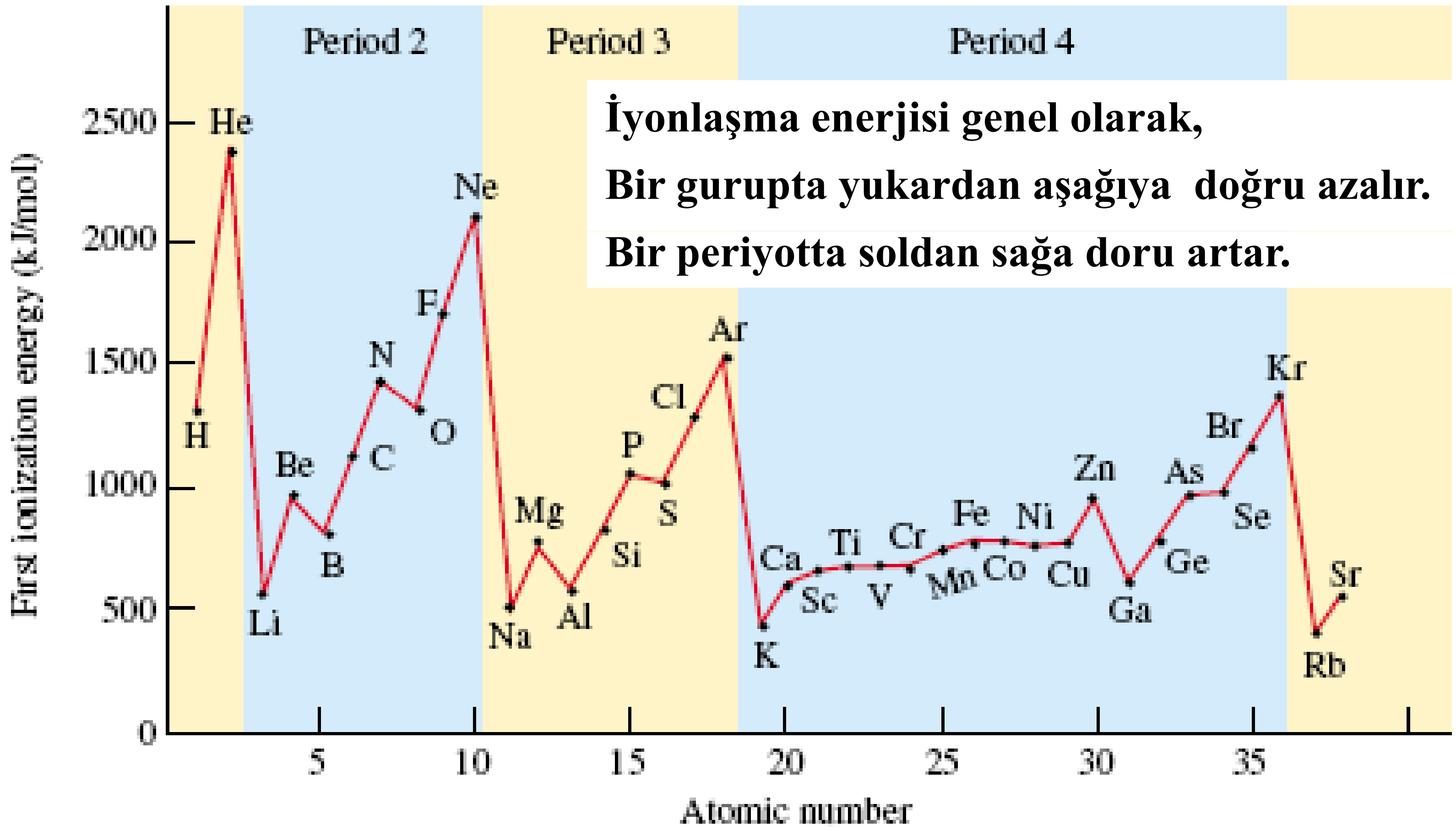
Bir olay enerji alarak yürüyor ise, böyle olaylara **endotermik olaylar** denir. Isı soğurulduğu için de ısı değeri + işaretli olacaktır.

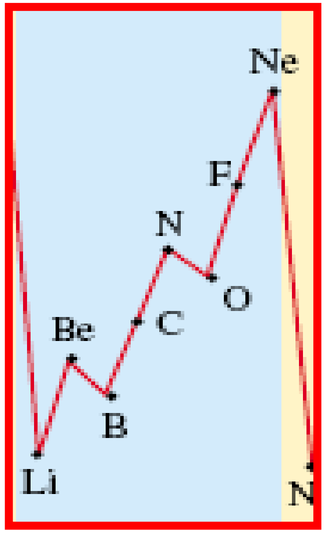
Bir olay dışarıya enerji vererek yürüyor ise, böyle olaylara **ekzotermik olaylar** denir. Isı açığa çıktığı için de ısı değeri - işaretli olacaktır.

İyonlaşma ısı alarak yürüyen endotermik bir olay olduğu için iyonlaşma enerjilerinin işareti + olacaktır.

İyonlaşma enerjileri atomların çizgi spektrumları kullanılarak da elde edilebilir. İyonlaşan bir elektron çizgi spektrumunun sürekli bölgesine düşer. Bohr yörüngesindeki ∞ değerini hatırlayınız.

İyonlaşma enerjileri bireysel atomlar için eV cinsinden veya mol başına kj cinsinden verilebilir. Bir maddenin Avagadro sayısı kadar (6.02×10^{23}) taneciğine 1 mol denir. Buna göre 1 mol atomdan 1 mol elektronu iyonlaştırmak için gereken enerji kj/mol birimiyle verilir.





Bir periyottaki atomların iyonlaşma enerjilerinde farklılıklar olduğu görülmektedir.

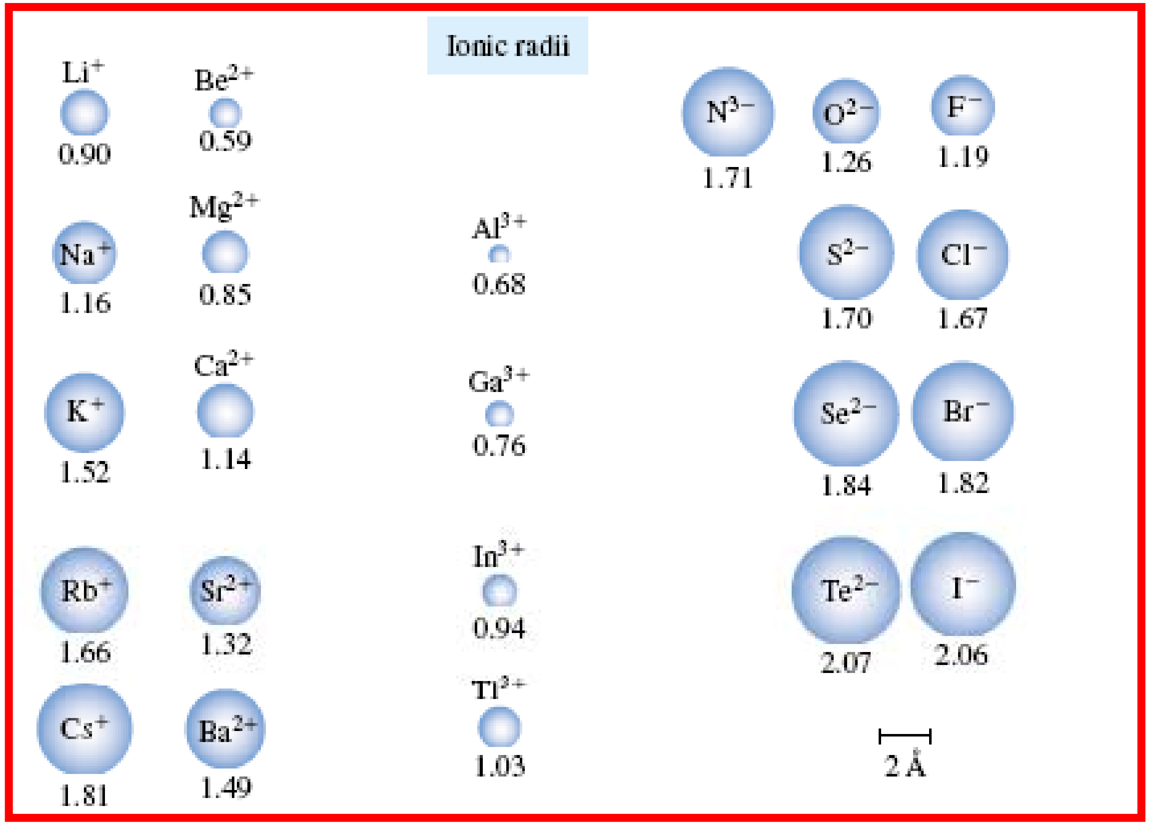
Be: $1s^2\ 2s^2$, (tam dolu)

N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$, (yarı dolu)

Ne: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ (tam dolu)

olduğuna dikkat ediniz.

İyonlaşma enerjisi en düşük olan element Cs dur.



İyonik yarıçapların değişimi atom yarıçaplarının değişiminden daha farklıdır.

Geçiş elementlerinin iyonlaşma enerjileri bir periyot boyunca çok hızlı artmaz. İç geçiş elementlerinin iyonlaşma enerjileri ise hemen hemen sabit kalır. Bunun nedeni geçiş ve iç-geçiş elementlerinde farklılaştırıcı elektronun daha iç kabuklara yerleşmesi ve perdeleme etkisi nedeniyle çekirdeğin son yörüngedeki elektronları çok sıkı çekememesidir.

Genel bir kural olarak, **metal atomları elektron verme eğiliminde olup, tepkimelerde pozitif yüklü iyonlar oluştururlar**.

Ametaller ise genellikle elektron alma eğilimindedirler. Bu nedenle ametallerin iyonlaşma enerjileri metallerden çok daha büyüktür.

Bir elementin 1+ yüklü iyonundan bir elektron koparmak için gereken enerjiye ikinci iyonlaşma enerjisi denir.

$$A^{+}_{(g)} \rightarrow A^{2+}_{(g)} + e^{-}$$

Üçüncü iyonlaşma enerjisi ise 2+ yüklü bir iyondan bir elektron koparmak için gerekli olan enerjidir. Pozitif yüklü bir iyonun yükü arttıkça bu iyondan elektron koparmak güçleşir. Çünkü atomda artık elektronların sayısından daha fazla olan çekirdek yükü, elektronları daha büyük bir kuvvetle çeker. Bunun sonucu olarak,

1. iyonlaşma enerjisi < 2. iyonlaşma enerjisi < 3. iyonlaşma enerjisi

Bir atomun 3. iyonlaşma enerjisinin üzerindeki iyonlaşma enerjileri çok büyük olduğundan laboratuvar koşullarında 3+ yükten daha büyük yüklü iyonlara rastlanmaz.

Atomlar değerlik elektronlarını nispeten kolay kaybederler

E_i Number	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
E_{i1}	496	738	578	787	1,012	1,000	1,251	1,520
E_{i2}	4,562	1,451	1,817	1,577	1,903	2,251	2,297	2,665
E_{i3}	6,912	7,733	2,745	3,231	2,912	3,361	3,822	3,931
E_{i4}	9,543	10,540	11,575	4,356	4,956	4,564	5,158	5,770
E_{i5}	13,353	13,630	14,830	16,091	6,273	7,013	6,540	7,238
E_{i6}	16,610	17,995	18,376	19,784	22,233	8,495	9,458	8,781
E_{i7}	20,114	21,703	23,293	23,783	25,397	27,106	11,020	11,995

Çizelgedeki Asal gaz yapısını gösterir

Temel halde bulunan (nötral) bir atoma bir elektron bağlandığı zaman açığa çıkan enerjiye birinci elektron ilgisi adı verilir.

$$A_{(g)} + e^{-} \rightarrow A^{-}_{(g)} \qquad Cl(g) + e^{-} \longrightarrow Cl^{-}(g) + 349\ kJ \qquad EA = -349\ kJ/mol$$

Elektron ilgisinin doğrudan tayini sadece birkaç element için gerçekleştirilebilmiş, bazı birkaç elementin elektron ilgisi de termodinamik verilerden yaklaşık olarak hesaplanmıştır.

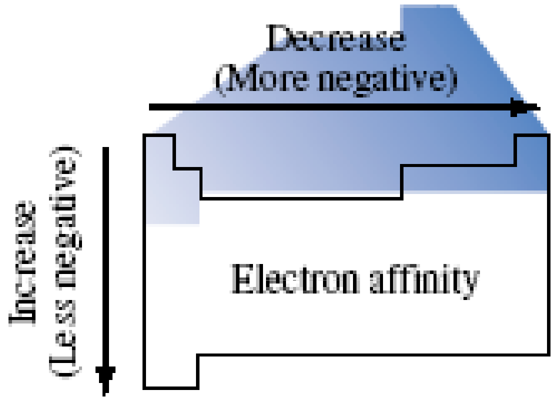
kj/mol olarak elektron ilgileri

1	H –73								He 0
2	Li –60	Be (~0)		B –29	C –122	N 0	O –141	F –328	Ne 0
3	Na –53	Mg (~0)	Cu –118	Al –43	Si –134	P –72	S –200	Cl –349	Ar 0
4	K –48	Ca (~0)	Ag –125	Ga –29	Ge –119	As –78	Se –195	Br –324	Kr 0
5	Rb –47	Sr (~0)	Au –282	In –29	Sn –107	Sb –101	Te –190	I –295	Xe 0
6	Cs –45	Ba (~0)		Tl –19	Pb –35	Bi –91			

Atom yarıçapı küçük bir atomun elektron kazanma eğilimi büyük bir atomunkinden daha fazladır. Çünkü, küçük bir atoma katılan elektron genellikle pozitif yüklü çekirdeğe daha yakındır, yani elektron bağlandığında daha fazla enerji açığa çıkar.

Soldan sağa doğru gidildikçe atom yarıçapı azaldığından, istisnalar olsa dahi **periyodik cetvelde genellikle soldan sağa doğru gidildikçe atomların elektron ilgisi de artar**.

Bir gurupta ise yukardan aşağıya doğru inildikçe elektron ilgisi azalır. Çünkü bağlanan elektron eklenen kabuklar nedeniyle çekirdek tarafından daha az bir kuvvetle çekilir ve daha az enerji açığa çıkar. (**işaretin negatif olduğu unutulmamalıdır**).



Bu genellemeye uymayan bazı elementlerin de olduğu bilinmelidir. Örneğin, Be, N, Ne vb. bu kurala uymazlar. Bu uyumsuzlukta son yörüngelerinin tam dolu veya yarı dolu olması büyük rol oynar. Kararlı durumda olan atomlar yapılarını bozmak istemezler.

Periyodik cetvelde elektron ilgisi en yüksek olan element F dur.

1- yüklü olan bir atoma ikinci bir elektron katıldığında açığa çıkan enerjiye ikinci elektron ilgisi denir. Bazı atomların ikinci elektron ilgisi değerleri de tayin edilmiştir.

$A^{-}_{(g)} + e^{-} \rightarrow A^{2-}_{(g)}$ $\quad\quad$ $O^{-}_{(g)} + e^{-} + 844\ kj/mol \rightarrow O^{2-}_{(g)}$

Negatif yüklü bir iyon ile elektron birbirini iteceğinden ikinci elektronun bağlanması sırasında enerji açığa çıkmaz aksine dışarıdan enerji verilmesi gerekir.

Bu nedenle 2-, 3- vb negatif yüklü iyonların oluşması veya oluşturulması ancak endotermik bir olaydır.

İyonik Bağlar

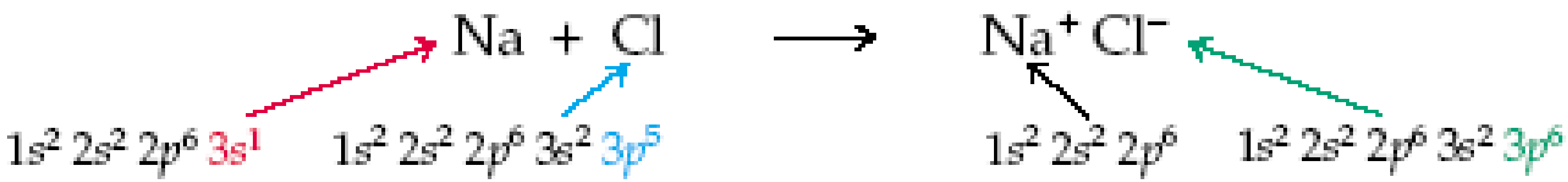
Bir metal atomu bir ametalle etkileştiği zaman elektronlar metal atomundan ametal atomuna aktarılır ve bunun sonucunda iyonik bir bağ oluşur.

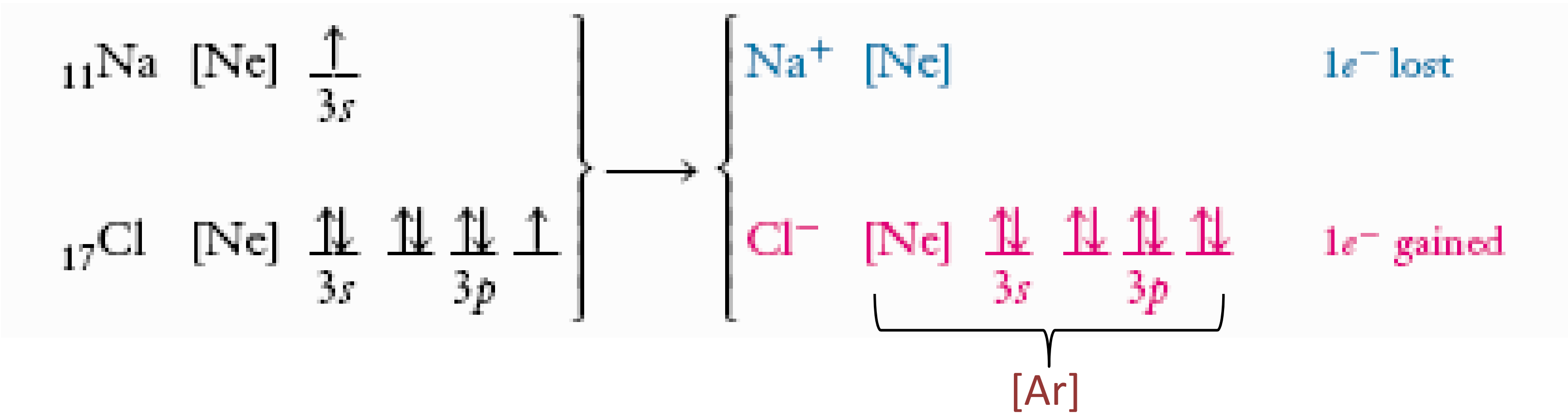
Elektron kaybederek oluşan pozitif yüklü iyona **katyon**, elektron alarak oluşan negatif yüklü iyona ise **anyon** denir. Bu iyonlar elektrostatik kuvvetle birbirlerini çekerler ve kristal oluştururlar.

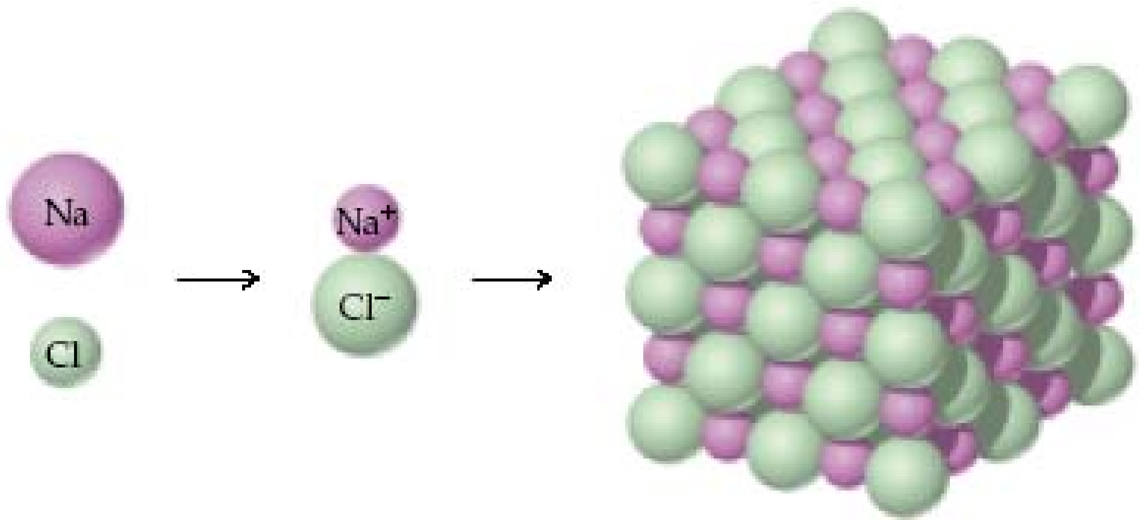
A gurubu elementlerinin oluşturduğu bileşikler, bazen simgeleriyle birlikte değerlik elektronlarını gösteren noktalar kullanılarak da ifade edilirler. Bu gösterime nokta yapıları denir.

Örneğin, Na ile Cl atomu arasındaki tepkimede, IA gurubu elementi olan Na için değerlik elektronunun sayısı 1, VIIA gurubu elementi olan Cl için değerlik elektronlarının sayısı 7 dir. Bu elektronlar nokta yapısı halinde aşağıdaki gibi gösterilir.

$$Na\cdot + :\underset{..}{\overset{..}{Cl}}\cdot \longrightarrow Na^{+}[:\underset{..}{\overset{..}{Cl}}:]^{-}$$







Her Na iyonu 6 Cl, her Cl iyonu da 6 Na iyonuyla çevrilmiştir.

$$Mg \quad + \quad O \quad \rightarrow \quad Mg^{2+}O^{2-}$$

$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$ (Mg) $\quad 1s^2\,2s^2\,2p_x^2\,2p_y^1 2p_z^1$ (O) $\quad 1s^2\,2s^2\,2p^6$ (Mg^{2+}) $\quad 1s^2\,2s^2\,2p_x^2\,2p_y^2 2p_z^2$ (O^{2-})

$_{12}Mg$ [Ne] ↑↓ (3s)

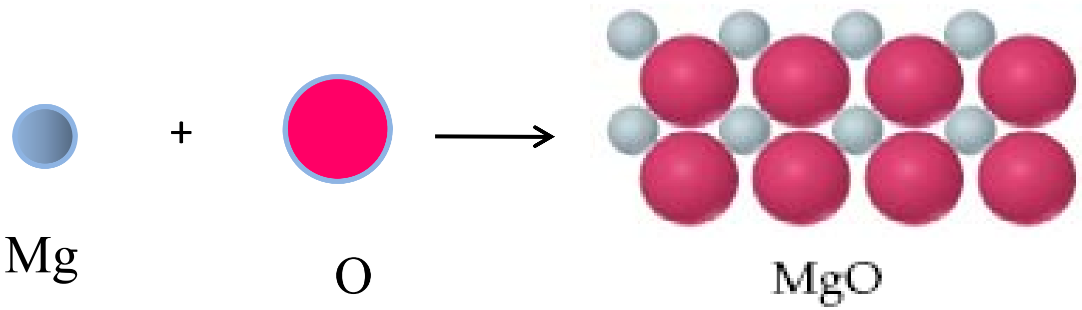
$_8O$ [He] ↑↓ (2s) ↑↓ (2px) ↑ (2py) ↑ (2pz)

→

$_{12}Mg$ [Ne] — 2 e^- lost

$_8O$ [He] ↑↓ (2s) ↑↓ (2px) ↑↓ (2py) ↑↓ (2pz) — 2 e^- gained

(2s 2px 2py 2pz = [Ne])



İyonik bir bileşiğin formülünde katyonların yüklerinin toplamıyla anyonların yüklerinin toplamı sıfır olmalıdır.

Örneğin, Na_2O bileşiği $2Na^{+}$ ve O^{2-} den oluşur. Yani ancak 2 adet + yüklü Na ile 1 adet 2- yüklü O atomu dengelenir.

Örneğin, Al_2O_3 bileşiği $2Al^{3+}$ ve $3O^{2-}$ den oluşur. Yani ancak 2 adet 3+ yüklü Al ile 3 adet 2- yüklü O atomu dengelenir.

$$Na^{+}\ O^{2-} \longrightarrow Na_2O$$

$$Al^{3+}\ O^{2-} \longrightarrow Al_2O_3$$

$$Bi^{3+}\ S^{2-} \longrightarrow Bi_2S_3$$

Pozitif ve negatif yüklü iyonları bir kristal içerisinde yoğuşturarak bir arada tutan enerjiye kristal veya örgü enerjisi denir.

Kristal hal daha düzenli bir haldir ve doğada daha düzenli hale geçildiğinde daima enerji açığa çıkar. Bu nedenle, bir kristal oluşurken enerji açığa çıkar ve bu enerji – işaretlidir. Bir kristali parçalamak veya bozmak için gereken enerji de kristal enerjisine eşit, fakat ters işaretlidir.

İyonik tepkimeyi yürüten kuvvet elektrostatik çekimdir, bu çekim örgü enerjisinin açığa çıkmasına neden olur. Çekim ne derecede fazlaysa örgü enerjisi de o denli büyük olur. Bu nedenle yükü büyük olan iyonların oluşturduğu kristallerin örgü enerjileri +1 ve -1 yüklü iyonlarınkinden çok büyüktür.

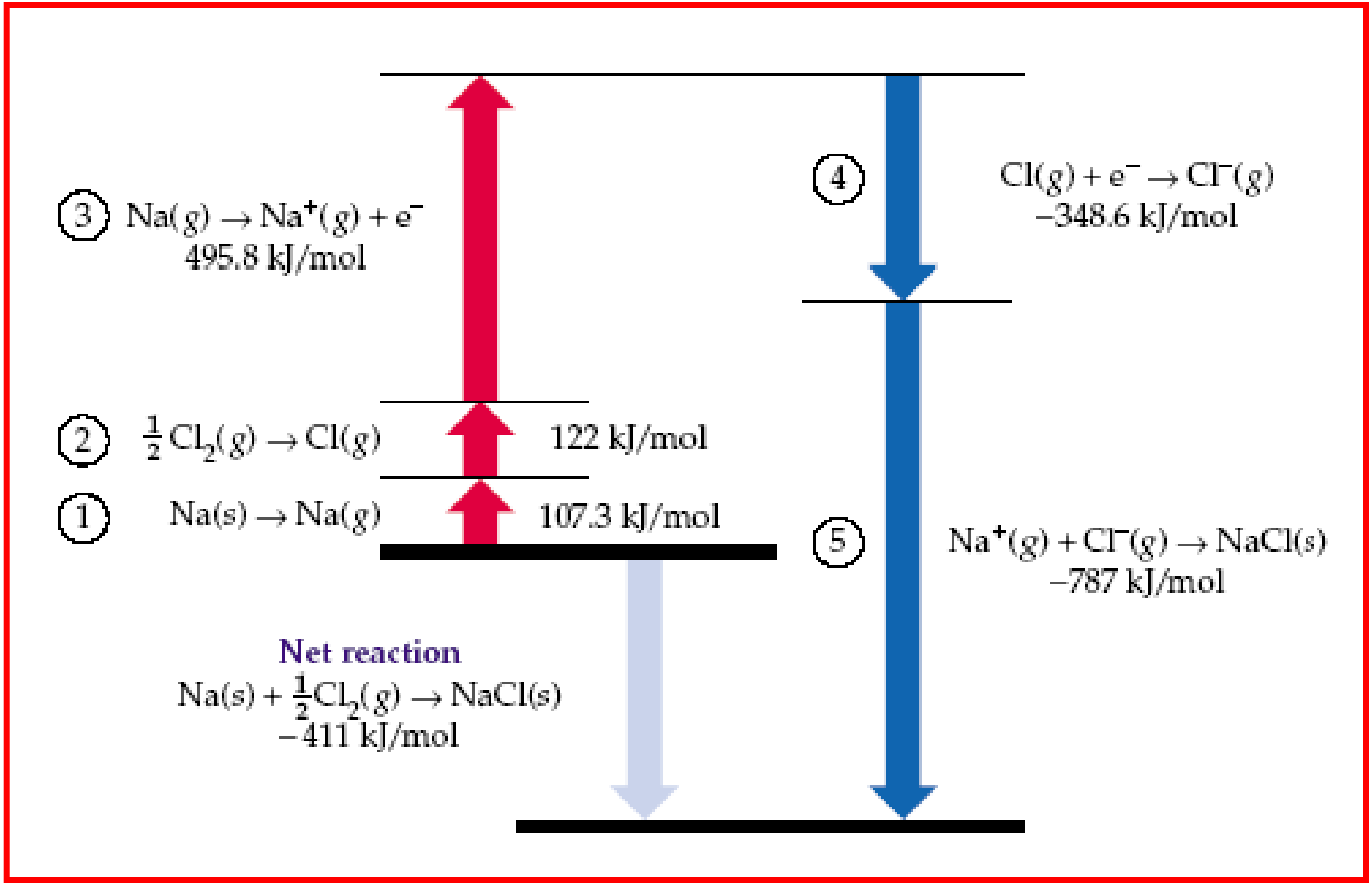
Gaz halindeki 1 mol Na atomunun iyonlaşması için +496 kj/mol enerji gerekir, gaz halindeki 1 mol Cl atomuna 1mol elektron bağlandığında ise -348 kj/mol enerji açığa çıkar. Aradaki fark ise istemli olan örgü enerjisi tarafından karşılanır.

Cation	Anion				
	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	O^{2-}
Li^+	1036	853	807	757	2925
Na^+	923	787	747	704	2695
K^+	821	715	682	649	2360
Be^{2+}	3505	3020	2914	2800	4443
Mg^{2+}	2957	2524	2440	2327	3791
Ca^{2+}	2630	2258	2176	2074	3401
Al^{3+}	5215	5492	5361	5218	15,916

Görüldüğü gibi yükü büyük olana iyonların oluşturduğu kristallerin örgü enerjileri daha büyüktür. Yükler açısından $Al^{3+} > Mg^{2+} > Na^{+}$ olan katyonların vermiş oldukları kristallerin örgü enerjileri de $AlI_3 > MgI_2 > NaI$ şeklinde olacaktır.

Bir NaCl kristalinin oluşumu Born-Haber çevrimi ile daha açık bir şekilde gösterilebilir. Görüldüğü gibi NaCl kristalinin oluşumu sonuç olarak enerji açığa çıkacağı için istemli bir olaydır.

Born- Haber Çevrimi



Fakat $NaCl_2$ kristali oluşur mu? Bunun için iyonlaşma enerjilerine bakılması gerekmektedir.

Na için 1. ve 2. iyonlaşma enerjileri toplamı +496 + 4563 = 5059 kj/mol dür. $NaCl_2$ şeklinde düşünülen bir kristalin örgü enerjisi bu enerjiyi karşılayamaz.

Ayrıca sodyum 1 elektronunu vererek asal gaz yapısına ulaşır. Bu yapıyı bozmak büyük enerji gerektirdiğinden $NaCl_2$ kristali oluşamaz.

Peki neden ve nasıl Mg atomu iki elektronunu kaybederek $MgCl_2$ kristali oluşturabilmektedir? Mg atomu iki elektronunu kaybederek asal gaz yapısına ulaşır. Bu nedenle bu istemli bir olaydır. Mg atomunun 1. ve 2. iyonlaşma enerjileri toplamı +738 + 1450 = 2188 kj/mol, Na atomunun 1. ve 2. iyonlaşma enerjilerinin toplamı olan 5059 kj/mol değerinden çok daha küçüktür. Bu değer $MgCl_2$ ün örgü enerjisi olan -2530 kj/mol değeri tarafından rahatça karşılanır.

Peki neden 1. iyonlaşma enerjisi oldukça küçük olan MgCl kristali oluşmaz da daha yüksek enerji isteyen 2. iyonlaşma gerçekleşip $MgCl_2$ kristali oluşur?

Bu sorunun cevabı yine kristallerin enerji değerlerine gizlidir. Eğer MgCl kristali oluşsaydı, bu kristalin örgü enerjisi yaklaşık -789 kj/mol olacaktı. Oysa $MgCl_2$ kristalinin örgü enerjisi -2530 kj/mol olduğundan,daha büyük enerji açığa çıkaran durum tercih edilecektir.

Bu açıklamalar neden bir çok metalin elektronlarını istemli bir şekilde vererek asal gaz yapısına sahip katyonlar oluşturduklarını kolaylıkla açıklamaktadır.

Asal gaz yapısında negatif yüklü iyonların oluşumu da enerji açısından tercih edilen bir durumdur. Bu nedenle ametal atomları asal gaz yapısına ulaşıncaya kadar elektron alma eğilimindedirler. Yani, asal gaz yapısı tüm atomların ulaşmak istedikleri bir durumdur.

Tüm tek atomlu anyonlar (Cl^-, F^- vs.) asal gaz yapısına ulaşmış iyonlardır. Genellikle ametal iyonları asal gaz yapısına ulaşıncaya kadar elektron alırlar.

O^- iyonunun oluşumu sırasında dışarıya -142 kj/mol enerji verilir, fakat O^{2-} iyonunun oluşumunda ise +702 kj/mol değerinde enerjiye gereksinim duyulur. O halde neden O^- yerine O^{2-} iyonu oluşur?

Bu sorunun cevabı yine kristal örgü enerjisinde yatar. Örneğin, O^- iyonu NaO gibi bir kristal oluştursaydı, örgü enerjisi -789 kj/mol olacaktı. Fakat eğer O^{2-} iyonu ile Na_2O kristali oluşursa, örgü enerjisi -2570 kj/mol olacaktır. Bu nedenle asal gaz yapısına ulaşmış O^{2-} iyonunun kullanılması tercih edilen bir durum olacaktır.

Peki neden Cl^- yerine Cl^{2-} oluşmaz? Asal gaz yapısına ulaşmış olan Cl^- iyonuna bir elektron daha bağlamak büyük enerji gerektirir. Bu enerji, oluşacak olan kristalin örgü enerjisi tarafından karşılanamayacağı için bu iyonun oluşumu tercih edilmez.

Bir atom ve bir iyonun aynı elektronik yapıya sahip olmasına **izoelektronik** yapı denir.

Örneğin, Na^{+}, Mg^{2+} Al^{3+} katyonları ve Cl^{-} ve S^{2-} anyonları, bir soy gaz olan Ar ile izoelektronik bir yapıya sahiptirler.

$$Na\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1) \longrightarrow Na^{+}\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6)\ +\ e^-$$

$$Mg\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2) \longrightarrow Mg^{2+}\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6)\ +\ 2\ e^-$$

$$Al\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1) \longrightarrow Al^{3+}\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6)\ +\ 3\ e^-$$

$$\vdots \qquad\qquad\qquad\qquad \vdots$$

$$Cl\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5) \longrightarrow Cl^{7+}\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6)\ +\ 7\ e^-$$

Li^{+}, Be^{2+} katyonları ve F^{-} , O^{2-} ve N^{3-} iyonları ise yine bir soy gaz olan Ne ile izoelektronik bir yapıya sahiptirler.

N configuration: $(1s^2\ 2s^2\ 2p^3)$ N^{3-} configuration: $(1s^2\ 2s^2\ 2p^6)$

Bazı metaller ve geçiş metalleri s^2p^6 yapısında katyonlar oluşturamadıkları halde, yine de iyonik tepkimeler verirler. Örneğin, aslında Zn atomunun asal gaz yapısı kazanabilmesi için 12 elektron kaybetmesi gerekir. Fakat d orbitalleri tam dolu olduğu için çinko 4s elektronlarını vererek $ns^2np^6nd^{10}$ yapısında Zn^{2+} iyonu oluşturur.

$${}_{30}Zn = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10} \rightarrow {}_{28}Zn^{2+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$$

Diğer tür iyonları ($s^2\ d^{10}$) temsil eden katyon ise Sn^{2+} dir.

$${}_{50}Sn = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$$

$${}_{48}Sn^{2+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$$ (Sn^{4+} iyonu da vardır)

Geçiş metalleri en dıştaki s elektronlarını verebildiği gibi içteki d elektronlarını da verebilir. Fakat öncelikle dıştaki s elektronları harcanır. **Geçiş elementlerinin çoğu düzgün elektronik yapıya sahip iyonlar oluşturamazlar**. Bazı geçiş elementleri de birden fazla iyonik tür oluşturabilirler. Cu^+, Cu^{2+}, Cr^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Fe^{3+} vs.

Bazı yaygın çok atomlu anyon ve katyonlar

Formula	Name	Formula	Name
Cation		*Singly charged anions (continued)*	
NH_4^+	Ammonium	NO_2^-	Nitrite
Singly charged anions		NO_3^-	Nitrate
$CH_3CO_2^-$	Acetate	*Doubly charged anions*	
CN^-	Cyanide	CO_3^{2-}	Carbonate
ClO^-	Hypochlorite	CrO_4^{2-}	Chromate
ClO_2^-	Chlorite	$Cr_2O_7^{2-}$	Dichromate
ClO_3^-	Chlorate	O_2^{2-}	Peroxide
ClO_4^-	Perchlorate	HPO_4^{2-}	Hydrogen phosphate
$H_2PO_4^-$	Dihydrogen phosphate	SO_3^{2-}	Sulfite
HCO_3^-	Hydrogen carbonate (or bicarbonate)	SO_4^{2-}	Sulfate
HSO_4^-	Hydrogen sulfate (or bisulfate)	$S_2O_3^{2-}$	Thiosulfate
OH^-	Hydroxide	*Triply charged anion*	
MnO_4^-	Permanganate	PO_4^{3-}	Phosphate

Bazı yaygın çok anyon ve katyonlar

Common Cations (positive ions)			Common Anions (negative ions)		
Formula	*Charge*	*Name*	*Formula*	*Charge*	*Name*
Na^+	1+	sodium	F^-	1−	fluoride
K^+	1+	potassium	Cl^-	1−	chloride
NH_4^+	1+	ammonium	Br^-	1−	bromide
Ag^+	1+	silver	OH^-	1−	hydroxide
			CH_3COO^-	1−	acetate
Mg^{2+}	2+	magnesium	NO_3^-	1−	nitrate
Ca^{2+}	2+	calcium			
Zn^{2+}	2+	zinc	O^{2-}	2−	oxide
Cu^+	1+	copper(I)	S^{2-}	2−	sulfide
Cu^{2+}	2+	copper(II)	SO_4^{2-}	2−	sulfate
Fe^{2+}	2+	iron(II)	SO_3^{2-}	2−	sulfite
			CO_3^{2-}	2−	carbonate
Fe^{3+}	3+	iron(III)			
Al^{3+}	3+	aluminum	PO_4^{3-}	3−	phosphate

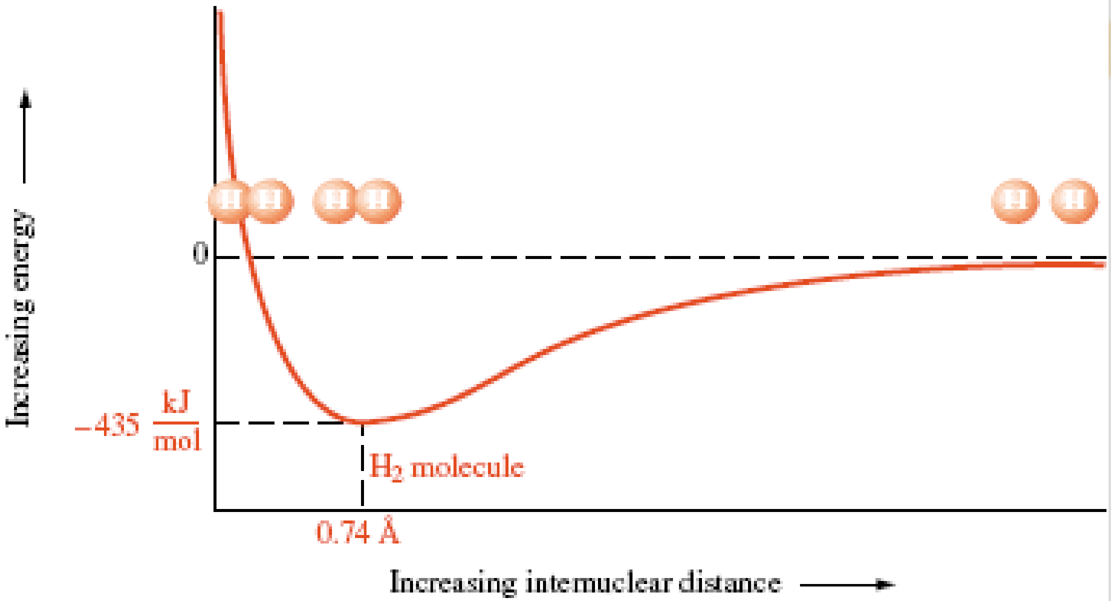
Kovalent Bağlar

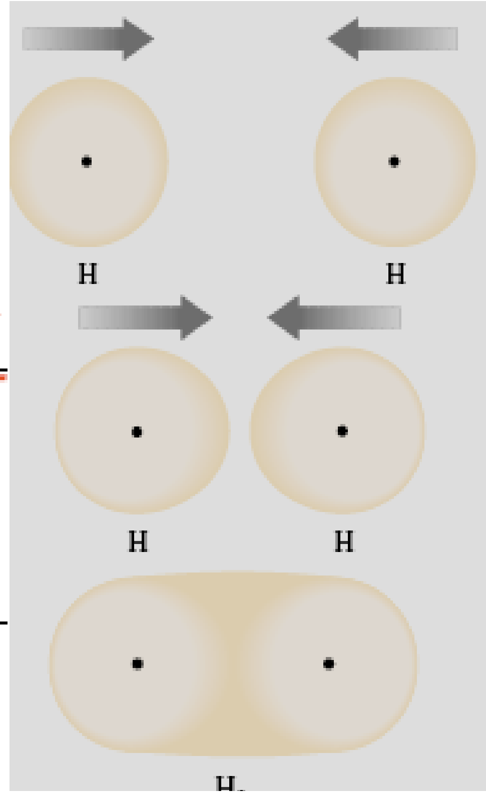
Zaten elektron açlığı olan ametal atomları birbirleriyle etkileştikleri zaman, elektronların atomlar tarafından ortaklaşa kullanıldığı **kovalent bağlar** oluştururlar. Kovalent bir bağda atomların elektron çekimleri birbirine benzediğinden elektronlar birinden diğerine transfer olmaz ve ortaklaşa kullanılan zıt spinli elektron çiftleri her iki atoma birden ait olur.

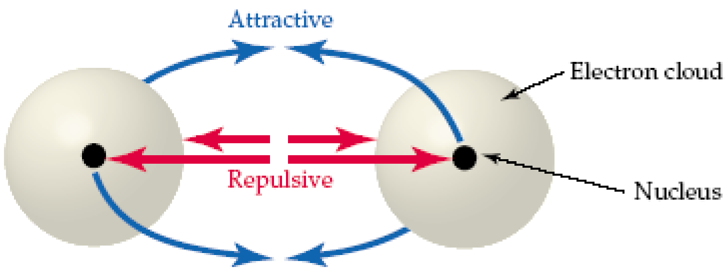


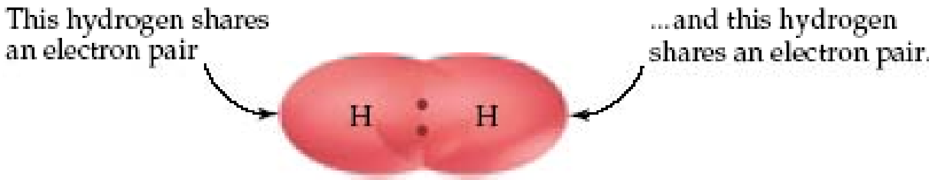
İki hidrojen atomu $1s^1$ elektronlarını ortaklaşa kullanarak kovalent bir bağ oluştururlar. Bu bağda atomik orbitaller üst üste binerek zıt spinli iki elektron bulutunun birbirini desteklediği bir yapıda düzenlenirler ve hidrojenler dublete ulaşır. Pozitif yüklü çekirdekler, negatif elektron bulutunu çekerek kovalent bağı ayakta tutarlar.

$$\mathrm{H\cdot} + \mathrm{\cdot H} \longrightarrow \mathrm{H:H} \quad \text{or} \quad \mathrm{H{-}H}$$



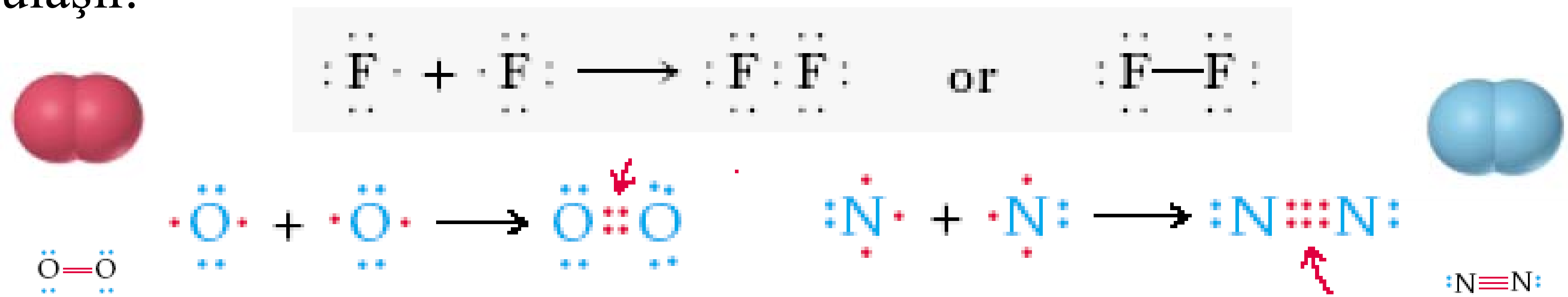




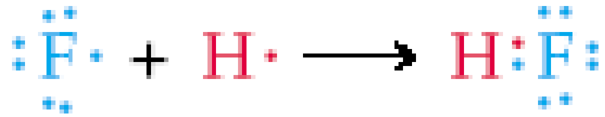


Bu yapıyla her bir hidrojen atomu da He yapısına yaklaşmış olur.

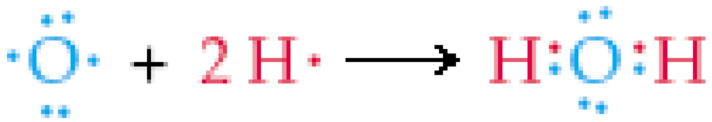
Hidrojen molekülü iki atomlu bir moleküldür. Diğer bazı elementler de iki atomlu moleküller halinde bulunurlar (O_2, N_2, F_2, Cl_2 vs.). Örneğin VII A gurubu elementlerinin her biri 7 adet değerlik elektronuna ($s^2 p^5$) sahiptir. Bu atomların ikisi arasında kovalent bağ oluşurken her bir atom da soy gaz yapısı olan oktet (sekizli) yapıya ulaşır.



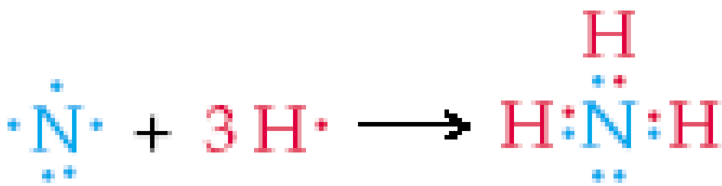
İki atomlu moleküller arasında birden fazla kovalent bağ meydana gelebilir. Değerlik elektronlarının atomların etrafına nokta şeklinde yerleştirilmesiyle kimyasal bağ yapısının gösterilmesine 1916 yılında kovalent bağ kuramını öneren Gilbert N. Lewis anısına **Lewis yapısı** adı verilir. Lewis kuramı kovalent moleküllerdeki atomların her birinin asal gaz yapısına benzemek üzere elektronlarını paylaştığını vurgular (kuram her moleküle uymaz).



Hidrojen florür



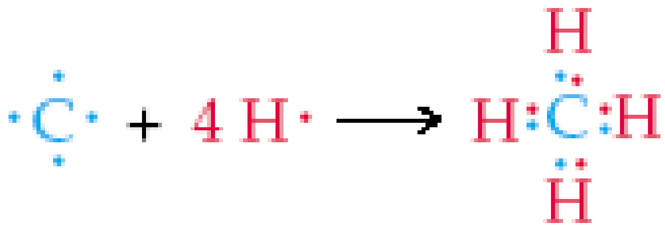
Su



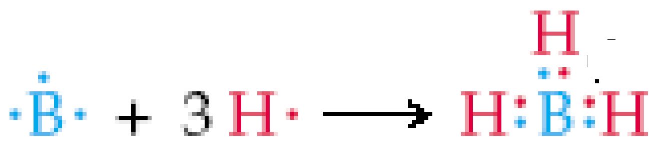
Amonyak



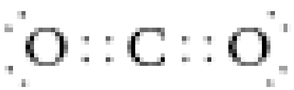
Water



Metan

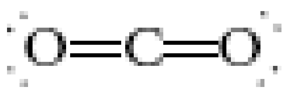


Boran (Bor hidrür)

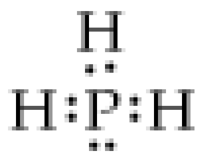


dot formula

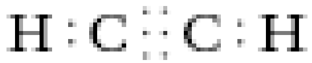
or

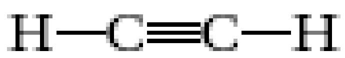


dash formula

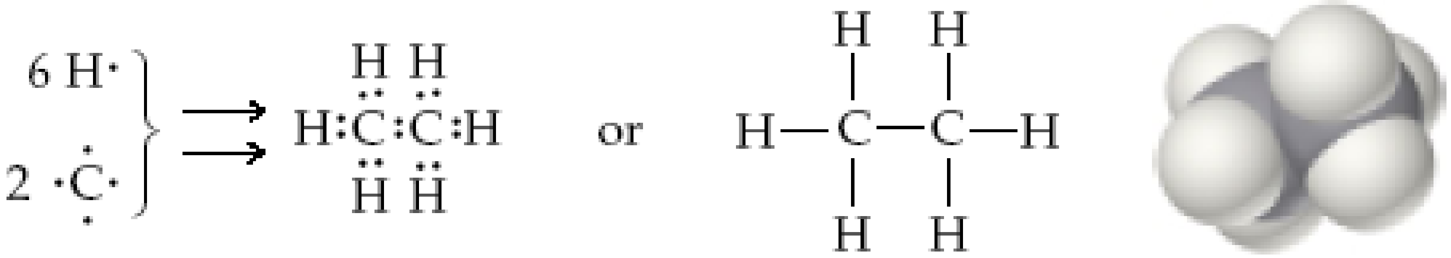


Phosphine

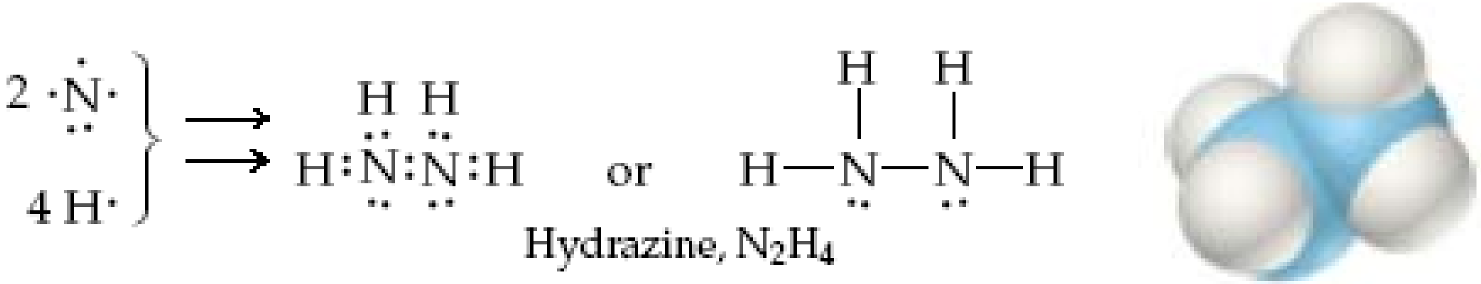




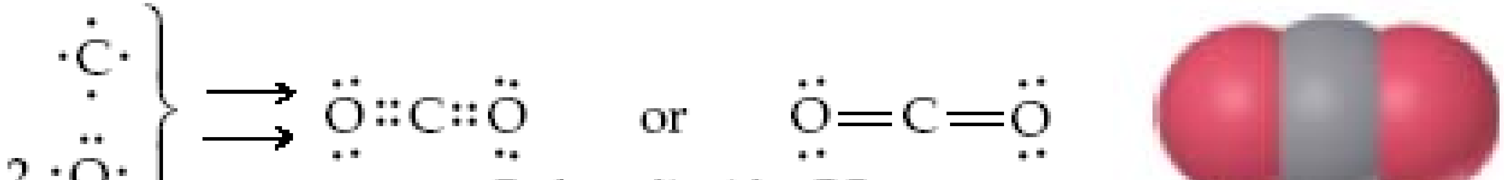
acetylene



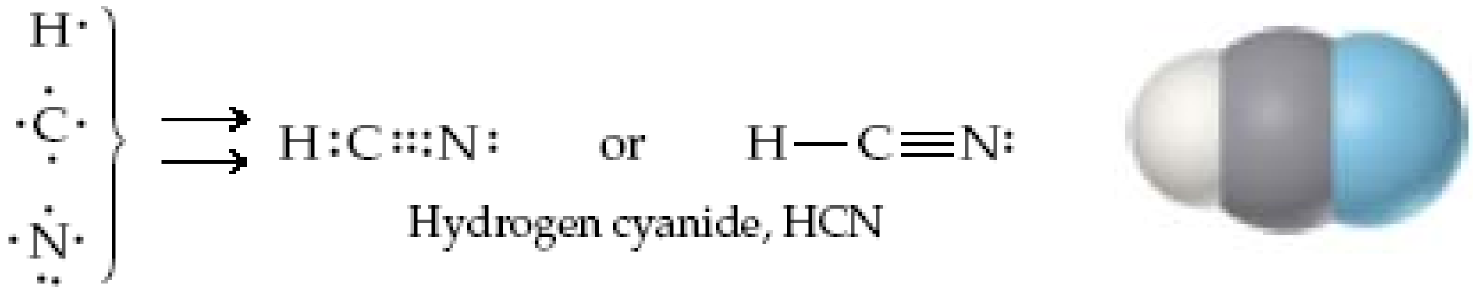
Ethane, C_2H_6



Hydrazine, N_2H_4

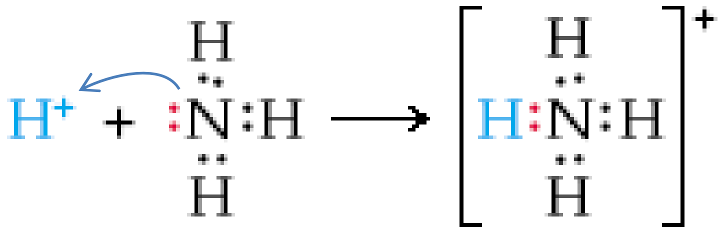


Carbon dioxide, CO_2



Hydrogen cyanide, HCN

Bazı kovalent bağların oluşumu sırasında paylaşılan elektronların her ikisi de tek bir atom tarafından sağlanır. Böyle bağlara **koordine (koordinatif) kovalent bağ** denir.



Bağların dördü de birbirine eşittir

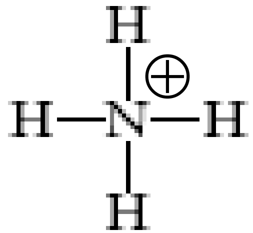
Lewis yapısı toplam değerlik elektronlarının sayısını ve oktet yapısını gösterebildiği halde, hangi elektronun hangi atoma ait olduğunu ve bu örnekte olduğu gibi yükün hangi atoma ait olduğunu gösteremez. Bu sorunun yanıtı atomların **formal yükleri** hesaplanarak bulunabilir.

Formal yük=+(gurup no)–(bağ sayısı)–(ortaklaşmamış elektron sayısı)

NH_4^+ daki her bir atom için formal yükler hesaplanırsa,

N için formal yük = 5 – 4 – 0 = +1

H için formal yük = 1 – 1 – 0 = 0



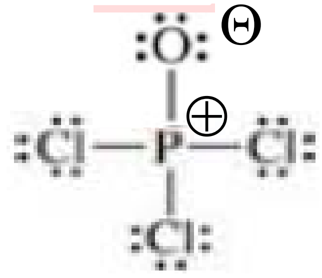
Formal yük adından da anlaşılacağı üzere sadece bir formalitedir. Kovalent bağda elektronlar ortaklaşa kullanıldığı ve bir atomdan diğerine transfer edilmediği için yükler hayalidir, ayrıca elektronların atomlar arasında eşit paylaşıldığı varsayılmaktadır ki bu da doğru değildir. Bu nedenle formal yük dikkatle incelenmelidir.

Formal yüklerin hesaplanması için bir diğer örnek $POCl_3$ dür.

P için formal yük = 5 – 4 – 0 = +1

O için formal yük = 6 – 1 – 6 = -1

Cl için formal yük = 7 – 1 – 6 = 0



P-O bağının her iki elektronunu P atomu karşılar.

Nötral bir molekülün formal yüklerinin toplamı sıfırdır, çok atomlu bir iyonda ise formal yüklerin toplamı iyonun yüküne eşittir. **Bir yapı içerisinde birbirine bağlı atomların formal yükleri aynı işarete sahip olamaz**. Çünkü aynı yükler birbirini iter ve bağı parçalama eğilimi doğar.

Lewis Yapılarının yazılması

Basit moleküller için Lewis yapısı kolayca yazılabilirken, çok atomlu moleküllerin Lewis yapılarının yazılmasında bazı güçlükler ortaya çıkar. Bu nedenle Lewis yapılarını yazarken bazı sistematik kurallar uyulması gerekmektedir. Bunun için,

1- Önce yapıdaki bütün atomlar tarafından sağlanan toplam değerlik elektronlarının sayısı bulunur. Molekülün yükü varsa ve pozitif ise bu yük değerlik elektronlarından çıkarılır, negatif ise bu yük değerlik elektronlarına eklenir.

2- Hidrojen atomlarının her birinin dublet oluşturması için 2 elektron, diğer atomların her birinin oktet oluşturması için 8 elektron olmak üzere gereken toplam elektron sayısı hesaplanır.

3- Oktede ve dublete ulaşılması için gereken elektron sayısından değerlik elektronlarının sayısı çıkarılırsa, bağ yapan veya paylaşılan elektronların sayısı bulunur.

4- Bağ yapan elektronların sayısının yarısı, yapıdaki kovalent bağların sayısını verir.

5- Yapıdaki, atomların simgeleriyle mantıklı bir çatı oluşturulur ve bu çatıya bağlar yerleştirilirler. Bu çatı kurulurken hidrojenler tek bağ yaptıkları için uç atom olarak yerleştirilirler. Daha az aktif olan atom ise genellikle merkezi atom olarak görev yapar.

6- Toplam değerlik elektronlarının sayısından bağ yapan elektron sayısı çıkartılarak ortaklaşmadan kalan elektronların sayısı bulunur ve atomların etrafına yerleştirilir.

7- Yapıdaki her atom için formal yükler bulunur. Bu yük, molekülün yüküyle uyumlu olmalıdır ve birbirine bağlı atomların formal yükleri aynı işarete sahip olamaz. Böyleyse, daha farklı bir yapı düşünülmelidir.

Bu söylenenleri uygulayarak SO_2 molekülünün Lewis yapısını yazmaya çalışalım.

Örnek: SO_2 molekülünün Lewis yapısını gösteriniz. Molekül açısal olup iki O atomu merkezi S atomuna bağlanmıştır.

$_{8}O=1s^2\,2s^2\,2p^4 \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2px^2\,2py^1\,2pz^1$

$_{16}S=1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4 \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3px^2\,3py^1\,3pz^1$

1- Önce yapıdaki değerlik elektronlarının sayısını bulalım. S ve O elementleri VI. Gurup elementidir, son yörüngelerinde s^2p^4 yapısı vardır ve değerlik elektronlarının sayısı 6 dır. Buna göre,

Değerlik e^- sayısı $6 + (2x6) = 18$

2- Dublet ve oktede ulaşmak için gerekli elektron sayısı hidrojen atomlarının sayısını 2, diğer atomları sayısını 8 ile çarparak bulunur.

Okted için gereken e^- sayısı $3x8 = 24$

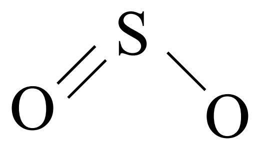
3- Bağ yapan elektronların sayısı, oktet için gereken elektron sayısından değerlik elektronlarının sayısının çıkartılmasıyla bulunur.

Bağ yapan elektronların sayısı $24 – 18 = 6$

4- Yapıdaki bağ sayısı ise bağ yapan elektron sayısının yarısıdır.

Bağ sayısı   6/2 = 3 bağ

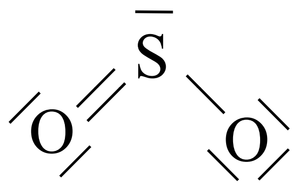
5- Buna uygun bir çatı düzenlenir. Molekül açısaldır. S atomu merkezi atomdur ve üç bağ vardır. Yani,



6- Bağ yapmadan kalan elektronların sayısı, toplam değerlik elektronları sayısından bağ yapan elektronların sayısı çıkartılarak bulunur.

Ortaklaşmamış elektron sayısı   18 – 6 = 12

Bu elektronlar atomların etrafına oktet yapısını tamamlayacak şekilde yerleştirilirler.



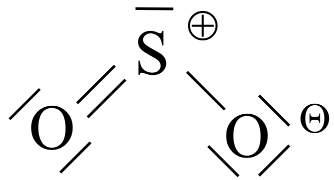
7- Yapıda bulunan üç atomun formal yüklerini hesaplayalım,

Sol taraftaki O atomunun formal yükü = +6 - 2 - 4 = 0

Sağ taraftaki O atomunun formal yükü = +6 – 1 – 6 = -1

S atomunun formal yükü = +6 - 3 - 2 = +1

Formal yükler bulunduktan sonra bu yükler Lewis yapısının üzerine yazılır.



Görüldüğü gibi molekülün toplam yükü sıfırdır. Buradaki – işareti oksijen molekülünün kükürt atomunun sağladığı bir elektronu ortaklaşa kullandığını, + işareti ise kükürt atomunun bir elektronunu oksijen atomuyla paylaşarak kullandırdığını gösterir. **Elektron verici durumda olan kükürt**, **alıcı durumda olan ise sağ tarafta bulunan oksijen atomudur**.

Örnek: CO_3^{2-} molekülünün Lewis yapısını gösteriniz. Merkez atomu C olup buna üç O atomu bağlanmıştır.

$_6C = 1s^2\, 2s^2\, 2p^2 \rightarrow 1s^2\, 2s^1\, 2px^1\, 2py^1\, 2pz^1$

$_8O = 1s^2\, 2s^2\, 2p^4 \rightarrow 1s^2\, 2s^2\, 2px^2\, 2py^1\, 2pz^1$

1- Önce yapıdaki değerlik elektronlarının sayısını bulalım. C ve O elementleri IV ve VI. Gurup elementidir ve değerlik elektronlarının sayısı 4 ve 6 dır. İyonun yükü -2 dir, yani eki elektron almıştır,

Değerlik e^- sayısı 4 + (3x6) + 2= 24

2- Dublet ve oktede ulaşmak için gerekli elektron sayısı hidrojen atomlarının sayısını 2, diğer atomları sayısını 8 ile çarparak bulunur.

Okted için gereken e^- sayısı 4x8 = 32

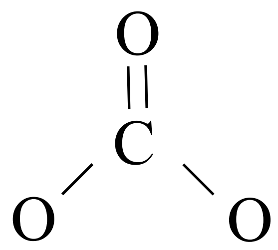
3- Bağ yapan elektronların sayısı, oktet için gereken elektron sayısından değerlik elektronlarının sayısının çıkartılmasıyla bulunur.

Bağ yapan elektronların sayısı 32 – 24 = 8

4- Yapıdaki bağ sayısı ise bağ yapan elektron sayısının yarısıdır.

Bağ sayısı   8/2 = 4 bağ

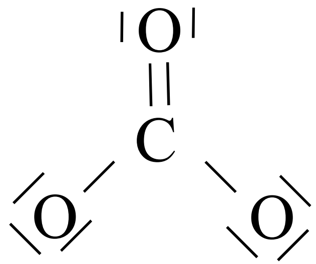
5- Buna uygun bir çatı düzenlenir. Molekülde C atomu merkezi atomdur ve dört bağ vardır. Yani,



6- Bağ yapmadan kalan elektronların sayısı, toplam değerlik elektronları sayısından bağ yapan elektronların sayısı çıkartılarak bulunur.

Ortaklaşmamış elektron sayısı   24 – 8 = 16

Bu elektronlar atomların etrafına oktet yapısını tamamlayacak şekilde yerleştirilirler.



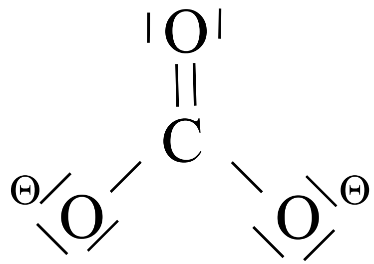
7- Yapıda bulunan dört atomun formal yüklerini hesaplayalım,

Çift bağlı O atomunun formal yükü = +6 - 2 - 4 = 0

Tek bağlı O atomlarının formal yükü = +6 – 1 – 6 = -1

C atomunun formal yükü = +4 - 4 - 0 = 0

Formal yükler bulunduktan sonra bu yükler Lewis yapısının üzerine yazılır.



Yüklerin toplamı iyonun yüküdür

Görüldüğü gibi molekülün toplam 2- dir. **Elektron verici durumda olan karbon**, **alıcı olanlar ise tek bağlı oksijen atomlarıdır**.

Örnek: Su kirliliği parametrelerinin en önemlilerinden biri olan nitrit iyonunun (NO_2^-) Lewis yapısının,

$[:\overline{\underline{O}}- \overline{N} = \overline{O}:]^-$ veya $[:\overline{\underline{O}} - \ddot{N} - \overline{\underline{O}}:]^-$ şeklinde olduğuna karar veriniz.

$_8O$ ve $_7N$ atomlarının elektronik yapısını yazarak işe başlayınız.

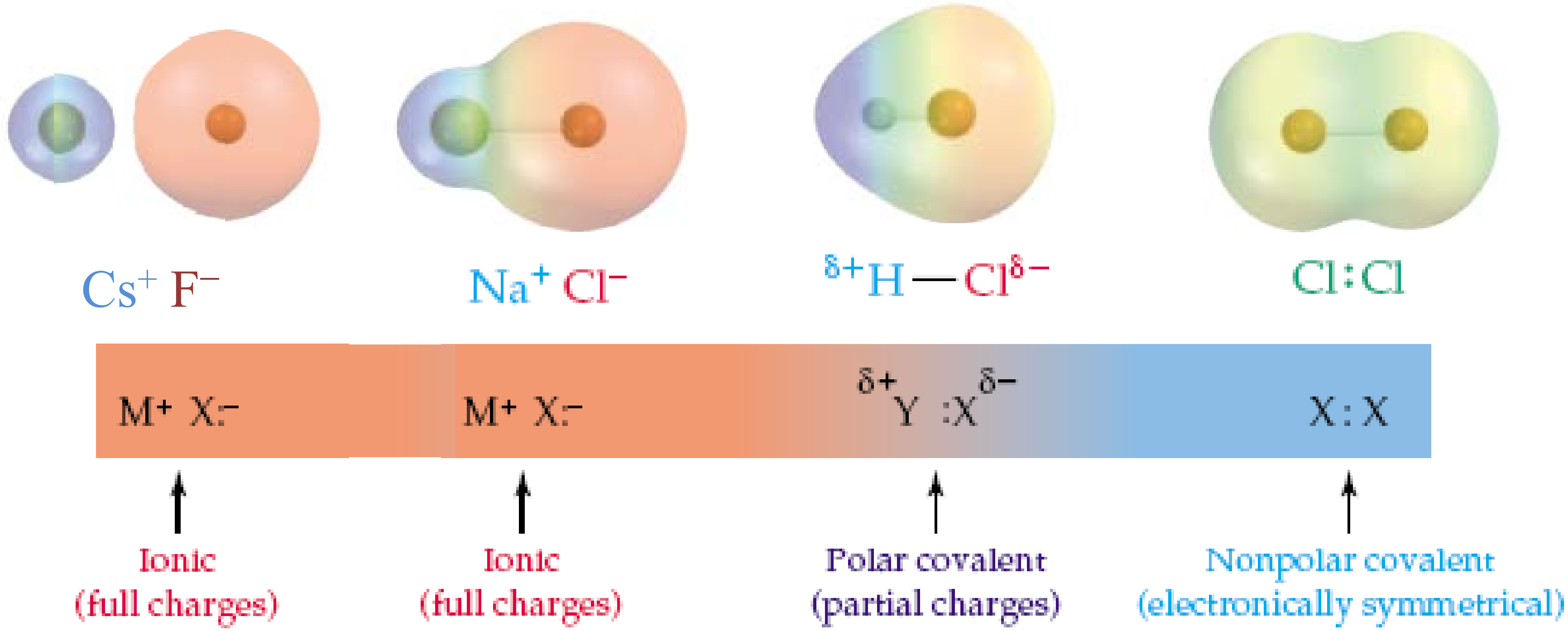
Örnek: Nitrik asitin (HNO_3) Lewis yapısını yazarak gösteriniz. N atomu merkezi atom olup, üç oksijen atomu merkezi atoma bağlanmıştır. Hidrojen ise uç atom olup oksijen atomlarından birine bağlanmıştır.

$_1H$, $_8O$ ve $_7N$ atomlarının elektronik yapısını yazarak işe başlayınız.

Örnek: Nitrozil klorürün (NOCl) doğru Lewis yapısını yazınız. Farklı alternatifleri düşünerek bunların neden yazılamayacağını gösteriniz.

$_8O$, $_7N$ ve $_{17}Cl$, atomlarının elektronik yapısını yazarak başlayınız.

Bileşiklerin çoğunda bağlanma **tam iyonik bağ** ile **tam kovalent bağ** arasında yer alan bir bağlanma türünde oluşur. İyonik bağa ilişkin en iyi örnek, iyonlaşma enerjisi en düşük olan Cs atomuyla elektron kazanmaya en kuvvetli eğilim gösteren atomlardan biri olan F atomu arasında meydana gelir ve bu bileşikte iyonlar kristal içinde ayrı ayrı birimler halinde bulunurlar. Tam kovalent bağ ise birbiriyle özdeş atomlar arasında meydana gelir ve elektron bulutu simetriktir.



Bir metal ile ametal arasında meydana gelen bir bağın karakteri, iyonlar arasındaki etkileşimler dikkate alınarak açıklanabilir. Pozitif yüklü bir iyon, anyonun elektron bulutunu kendine doğru çekerek onun şeklini bozar.

Bir bileşiğin kovalent karakterinin derecesi anyonun ne derece biçimsel bozulmaya uğradığına bağlıdır. Bir anyonun biçiminin ne kadar kolaylıkla bozulacağı ise o anyonun büyüklüğüne ve yüküne bağlıdır.

En dış elektronları çekirdeğinden uzakta bulunan büyük bir anyonun biçimi kolayca bozulabilir. Örneğin yarıçapı 216 pm olan I^- iyonunun biçimi, yarıçapı 136 pm olan F^- iyonundan daha kolay bozulur.

Diğer yandan **yüksek negatif yüklü bir anyonun biçimi yükün fazlalığına göre daha kolay bozulur**. Çünkü, yüksek yüklü negatif iyonlarda çekirdek yükü elektron sayısından daha azdır ve elektronları tam olarak çekemez. Buna göre S^{2-} iyonunun biçimsel bozulması Cl^- iyonundan daha fazladır.

Diğer yandan, **bir katyonun komşu anyonun elektron bulutunun biçimini bozma yeteneği, o katyonun büyüklüğüne ve yükünün miktarına bağlıdır**. Yüksek yüke sahip küçük bir katyon anyonun biçimsel bozunmasında daha etkindir.

Biçimsel bozunma oranı arttıkça bağın kovalent karakteri artar.

KCl, $CaCl_2$, $ScCl_3$, $TiCl_4$ serisinde katyon yükünün artması ve katyon büyüklüğünün azalması nedeniyle bağda kovalent karakter artar. Serinin başındaki KCl iyonik karaktere sahipken, $TiCl_4$ kovalent karakterli bir sıvıdır.

Bir diğer açıklama şekli ise, kovalent bağların kutuplaşmasını içerir. Tam bir kovalent bağda, ortak kullanılan elektronlar özdeş iki atom tarafından eşit olarak çekilir. Elektron yoğunluğu iki çekirdek etrafında simetrik olarak dağılmıştır.

Farklı iki atom arasında bir kovalent bağ oluşursa, elektron yoğunluğu iki çekirdek etrafında simetrik olarak dağılmaz.

Atomlar ne kadar benzer olursa olsunlar, elektronları kendine çekme kabiliyetleri mutlaka birbirlerinden farklı olacaktır.

Örneğin, BrCl molekülünde elektronları çekme yeteneği fazla olan Cl atomu, kovalent bağın elektronlarını kendine Br atomundan daha fazla çeker.

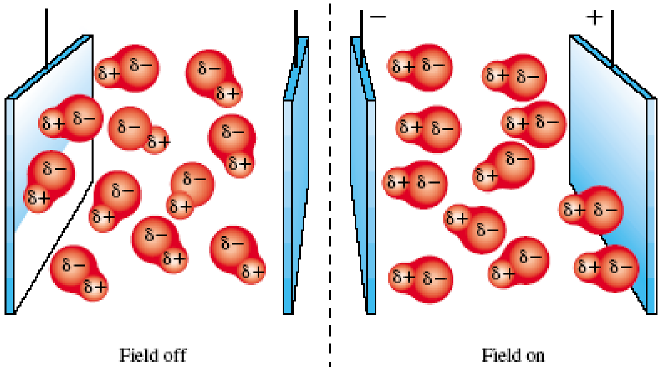
Bu nedenle Cl atomu tarafından daha fazla çekilen elektron bulutu Cl etrafında daha yoğundur. Bu yoğunluk Cl atomunun kısmen negatif, Br atomunun ise kısmen pozitif olarak yüklenmesine neden olur. Yani kovalent bağlı molekülde pozitif ve negatif kutuplar oluşur. Böyle kovalent bağlara **polar kovalent bağlar** denir. Eğer kovalent bağdaki elektronlar iki özdeş atom tarafından eşit kuvvette çekiliyorsa böyle bağlara ise **apolar kovalent bağlar** denir.

Birbirine kovalent bağla bağlanmış iki atomun elektron çekme yeteneği birbirinden ne kadar farklıysa aralarındaki bağ o derece polar karakterli, eğer bu fark çok büyükse bağ iyonik olacaktır.

Moleküllerin polarlıklarının derecesi bir kondansatör yardımıyla dipol momentleri ölçülerek saptanır.

Moleküllerin teorik ve ölçülen dipol momentlerinin karşılaştırılmasıyla da bağın iyonikliğinin veya kovalent karakterinin (100-%iyoniklik) derecesi belirlenebilir. **Apolar olan H_2, Cl_2 ve Br_2 moleküllerin dipol momentleri sıfırdır.**

Örneğin, HCl molekülü için teorik dipol moment (yük x uzaklık) $1.60x10^{-19}$ coulomb birim yük ve $1.27x10^{-10}$ m (127 pm) bağ uzunluğuyla çarpıldığında 6.08 D (1 Debye $3.34x10^{-30}$ coulomb.m) bulunur. Ölçülen dipol moment ise 1.03 D dir. HCl bağının iyonikliğin derecesi 1.03/6.08 = 0.169 veya %16.9 bulunur. Yani HCl molekülü %16.9 iyonik karakterli, %83.1 kovalent karakterlidir.



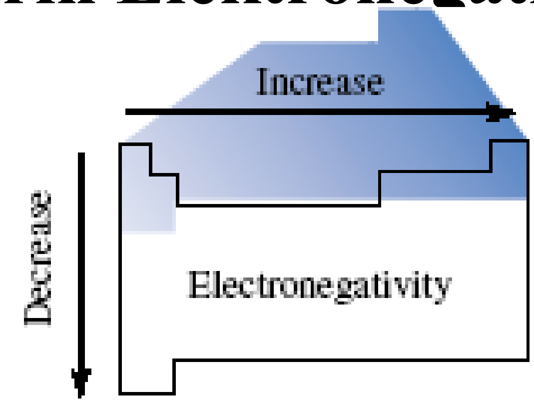
Bir atomun bir molekül içerisinde elektronu kendine çekme yeteneğine **elektronegatiflik** denir. HCl molekülünde oluşan polarlığın nedeni, hidrojen ve klor atomunun elektronegatiflikleri arasındaki farktır.

Elektronegatiflik oldukça yararlı, fakat tam olarak doğru olmayan bir kavramdır. Basit ve doğrudan bir ölçme yöntemi yoktur ve atomların elektronegatiflikleri de sabit değildir. Örneğin fosforun elektronegatifliği PCl_3 ve PCl_5 bileşiklerinde birbirinden farklıdır. Buna rağmen atomların elektronegatiflikleri yaklaşık yöntemlerle ölçülüp, iyonik ve kovalent bağların karakterize edilmesinde yaygın olarak kullanılır. Ölçümler Pauling bağ enerjisi eşeli ile yapılır.

Bileşik yapan iki tür atomun **elektronegatiflik** değerleri arasındaki fark 1.7 den büyükse bağ iyonik, 1.7 ile 0.5 arasında ise polar kovalent, 0.5 den küçük ise apolar kovalent bağ olarak nitelendirilir.

NaF bileşiğinde, Na atomunun elektronegatifliği 0.9, Florun ise 4.0 dır. Elektronegatiflik farkı $4.0 - 0.9 = 3.1 > 1.7$ **NaF bağı iyoniktir**.

Atomların Elektronegatiflik Değerleri



	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1 H 2.1																	2 He
2	3 Li 1.0	4 Be 1.5											5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne
3	11 Na 1.0	12 Mg 1.2											13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar
4	19 K 0.9	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.4	23 V 1.5	24 Cr 1.6	25 Mn 1.6	26 Fe 1.7	27 Co 1.7	28 Ni 1.8	29 Cu 1.8	30 Zn 1.6	31 Ga 1.7	32 Ge 1.9	33 As 2.1	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr
5	37 Rb 0.9	38 Sr 1.0	39 Y 1.2	40 Zr 1.3	41 Nb 1.5	42 Mo 1.6	43 Tc 1.7	44 Ru 1.8	45 Rh 1.8	46 Pd 1.8	47 Ag 1.6	48 Cd 1.6	49 In 1.6	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe
6	55 Cs 0.8	56 Ba 1.0	57 La 1.1 *	72 Hf 1.3	73 Ta 1.4	74 W 1.5	75 Re 1.7	76 Os 1.9	77 Ir 1.9	78 Pt 1.8	79 Au 1.9	80 Hg 1.7	81 Tl 1.6	82 Pb 1.7	83 Bi 1.8	84 Po 1.9	85 At 2.1	86 Rn
7	87 Fr 0.8	88 Ra 1.0	89 Ac 1.1 †															

* 58 Ce 1.1	59 Pr 1.1	60 Nd 1.1	61 Pm 1.1	62 Sm 1.1	63 Eu 1.1	64 Gd 1.1	65 Tb 1.1	66 Dy 1.1	67 Ho 1.1	68 Er 1.1	69 Tm 1.1	70 Yb 1.0	71 Lu 1.2
† 90 Th 1.2	91 Pa 1.3	92 U 1.5	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am 1.3	96 Cm 1.3	97 Bk 1.3	98 Cf 1.3	99 Es 1.3	100 Fm 1.3	101 Md 1.3	102 No 1.3	103 Lr 1.5

Periyodik cetvelin sol alt kısmında elektronegatifliği en düşük, sağ üst kısmında ise elektronegatifliği en büyük olan elementler bulunur. Bu iki tür element arasında meydana gelen bağlar da büyük ölçüde iyonik karakterli olurlar.

Metaller değerlik elektronlarını zayıf bir şekilde çekerler (elektronegatiflikleri düşük), asal gazlar hariç ametaller ise değerlik elektronlarını kuvvetli bir şekilde çekerler (elektronegatiflikleri büyük).

Bu nedenle bazen **elektronegatiflik değerleri metal ve ametallerin tepkime verme yeteneklerinin bir ölçüsü olarak kullanılırlar**.

Elementlerin periyodik tablodaki yerleri, elementlerin kimyasal tepkimelere girme yeteneklerinin (kimyasal reaktiflik) tahmin edilmesinde oldukça yararlı bilgiler verirler. Ayrıca **elektronegatiflik değerleri, daha önce de belirtildiği gibi bir bileşikteki atomların bağlanma türünün tahmin edilmesinde de kullanılabilir**. Örneğin, elektronegatiflik arttıkça polarlık $HF > HCl > HBr > HI$ artar.

Yükseltgenme Basamağı

Formal yüklerin hesaplanması sırasında bağ elektronlarının atomlar arasında eşit paylaşıldığı varsayılmış ve eğer varsa bile polarlık ihmal edilmişti. Formal yük kavramı faydalı olmakla birlikte sadece bir kabulden ibarettir.

Keyfi fakat faydalı bir diğer kabul ise **yükseltgenme sayısı** veya **yükseltgenme basamağı** kavramıdır.

Yükseltgenme basamağı, bir bileşikteki atomların bağ polarlığını da dikkate alan bazı keyfi kuralları kullanarak tayin edilmiş olan yükleridir (bileşiklerin kovalent olması halinde bu yükler hayalidir).

İki atomdan oluşmuş iyonik bir bileşikte bulunan bir atomun yükseltgenme basamağı bu atomdan türetilmiş iyonun yüküyle aynıdır.

Örneğin, NaCl bileşiğinde sodyum ve klorun yükseltgenme basamağı sırasıyla 1+ ve 1-, MgO bileşiğinde ise magnezyum ve oksijenin yükseltgenme basamağı sırasıyla 2+ ve 2-, Bi_2S_3 bileşiğinde ise bizmut ve kükürdün yükseltgenme basamağı sırasıyla 3+ ve 2- dir.

Molekülün kovalent olması durumunda atomların yükseltgenme basamağı, her bir bağdaki elektronların elektronegatifliği daha büyük olan atoma devredileceği düşünülerek aynı şekilde bulunabilir.

Örneğin, kovalent bağlı HCl molekülünde klor, hidrojen atomundan daha elektronegatif olduğundan kovalent bağın her iki elektronu klor atomuna verilmiş gibi düşünülebilir. Bu nedenle hidrojen ve klorun yükseltgenme basamağı sırasıyla 1+ ve 1- olarak bulunur.

Aralarında elektronegatiflik farkı olmayan özdeş atomlar arasında oluşan apolar bir bağda (molekülde) ise atomların yükseltgenme basamağı sıfır kabul edilir.

Yükseltgenme basamağının bulunmasında veya hesaplanmasında kullanılan bazı kurallar aşağıda verilmiştir.

1- Herhangi bir serbest atomun ya da bir element molekülündeki herhangi bir atomun yükseltgenme basamağı sıfırdır. Örneğin, Fe, Na, H_2, O_2, Br_2 vs.

2- Bileşikler elektriksel bakımdan nötral olduğundan, bileşikteki atomların yükseltgenme sayılarının toplamı sıfırdır.

3- Tek atomlu bir iyonun yükseltgenme basamağı o iyonun yüküne eşittir. Çok atomlu bir iyonu oluşturan atomların yükseltgenme basamaklarının toplamı ise iyonun yüküne eşittir.

4- En elektronegatif element olan florun, tüm flor içeren bileşiklerdeki yükseltgenme basamağı 1- dir.

5- Oksijen içeren bileşiklerin çoğunda oksijenin yükseltgenme basamağı 2- dir. Fakat oksijenin yükseltgenme basamağının farklı olduğu bazı bileşikleri de vardır.

a) Peroksitlerde her bir oksijenin yükseltgenme basamağı 1- olup peroksit iyonunun (O_2^{2-}) toplam yükü 2- dir.

b) Süperoksitlerde (O_2^-) her bir oksijenin yükseltgenme basamağı 1/2- olup süperoksit iyonunun toplam yükü 1- dir.

c) OF_2 bileşiğinde oksijenin yükseltgenme sayısı 2+ dır.

6- Hidrojenin yükseltgenme basamağı metal hidrürler dışındaki tüm bileşiklerde 1+ dır. Metal hidrür bileşiklerinde (CaH_2, LiH, NaH vb.) ise hidrojenin yükseltgenme basamağı 1- dir.

Örnek: H_3PO_4 bileşiğindeki P atomunun yükseltgenme basamağını bulunuz.

$0 = (3 \text{ x } +1) + P + (4 \text{ x } -2)$

$0 = 3 + P - 8$ buradan,

$P = 8 - 3 = 5$

P = 5+ olarak bulunur.

Örnek: Dikromat ($Cr_2O_7^{2-}$) iyonunda bulunan Cr elementinin yükseltgenme basamağını bulunuz.

$-2 = (2 \times Cr) + (7 \times -2)$

$-2 = 2Cr - 14$

$14 - 2 = 2Cr$

$12 = 2Cr$

$Cr = 12/2$

Cr = 6+

Örnek: $Ca(ClO_4)_2$ bileşiğinde Cl elementinin yükseltgenme basamağını bulunuz.

$0 = +2 + 2 \times (Cl + (4 \times -2))$

$0 = +2 + 2Cl - 16$

$16 - 2 = 2Cl$

$14 = 2Cl$

$Cl = 14/2$

Cl = 7+

Kesirli bir yükseltgenme basamağı da mümkündür (oksijenin ½-yükseltgenme basamağını hatırlayınız). Fakat, örneğin, Fe_3O_4 bileşiğinde Fe elementinin yükseltgenme basamağı hesaplanırsa,

0 = 3 x Fe + (4 x -2)
0 = 3Fe – 8
3Fe = 8
Fe = 8/3
Fe = +2 2/3 veya (≈2.67+) bulunur.

Böyle bir yükseltgenme basamağı pek mümkün değildir!!!

Öte yandan Fe_3O_4 bileşiği, FeO ve Fe_2O_3 dan oluşmuş karışık bir oksit bileşiği olarak düşünülebilir. Bu bileşiklerde Fe elementi sırasıyla 2+ ve 3+ yükseltgenme basamağına sahiptir.

Bir bileşikte bir element kesirli bir yükseltgenme basamağına sahip ise, bu bileşikte söz konusu elementten eşdeğer olmayan iki veya daha çok atom var demektir.

Bir elementin farklı bileşiklerindeki yükseltgenme basamağı birbirinden farklı olabilir.

Örneğin, azot amonyak (NH_3) molekülünde 3- yükseltgenme basamağında bulunurken nitrik asit (HNO_3) molekülünde 5+ yükseltgenme basamağında bulunur.

Örneğin, kükürt sülfürik asit (H_2SO_4) molekülünde 6+ yükseltgenme basamağında bulunurken sodyum sülfür (Na_2S) molekülünde 2- yükseltgenme basamağında bulunur.

1- A grubu bir elementin en yüksek yükseltgenme basamağı o elementin gurup numarasına yani değerlik elektronlarının sayısına eşittir. Bir element değerlik elektronlarından daha fazla elektronunu kaybedemez. Örneğin, Cl atomu en fazla 7+ yüke sahip olabilir.

2- A gurubu bir elementin en düşük yükseltgenme basamağı o elementin tek atomlu iyonunun yüküne eşittir. Cl^-, O^{2-}, S^{2-} vs.

Anorganik Bileşiklerin Adlandırılması

Sadece iki elementten meydana gelmiş bir bileşiğe ikili bileşik denir. İkili bileşikler iyonik veya kovalent olabilir ve ikili bileşikler adlandırılırken aşağıdaki genel kurallar uygulanır.

1- İki elementten meydana gelmiş olan iyonik bileşikler metal veya daha metalik olan elementin ismi önce söylenerek adlandırılır. $ZnCl_2$, NaCl, PbS, AgCl, MgO vs.

2- İki elementten meydana gelen kovalent bileşikler önce elektronegatifliği düşük olan elementin ismi söylenerek adlandırılır. CO_2, NO_2, HCl, P_2O_5 vs.

3- Tüm ikili bileşiklerde bileşiği oluşturan son elementin normal isminin sonuna "**ür**" son eki, oksijen içeren bileşiklerde ise "sit" son eki getirilir. Fakat sonu "ür" ve "sit" ile biten çok atomlu moleküller de vardır. NaCN (sodyum siyanür), Amonyum iyodür (NH_4I), KOH (potasyum hidroksit), magnezyum hidroksit ($Mg(OH)_2$.

Bir element birden fazla yükseltgenme basamağına sahip bileşik oluşturuyorsa, bu bileşikleri birbirinden ayırt edecek bir adlandırma kullanılmalıdır. Bu tür bir isimlendirmede bileşiklerin iyonik veya kovalent olmasına bağlı olarak üç yol vardır.

1- İki farklı yükseltgenme basamağında bulunan element, parantez içerisinde yükseltgenme basamağı roma rakamıyla verilerek adlandırılır. $FeCl_2$ [Demir (II) klorür], $FeCl_3$ [Demir (III) klorür].

2- İki farklı yükseltgenme basamağını gösteren diğer bir yöntem element isminin son takısını değiştirmektir. Elementin adının sonuna düşük yükseltgenme basamağı için "öz", büyük yükseltgenme basamağı için "ik" eki getirilir. Buna göre $FeCl_2$ (ferröz klorür), $FeCl_3$ (ferrik klorür] veya $SnCl_2$ (stannöz klorür), $SnCl_4$ (stannik klorür).

Ancak bazı elementler ikiden fazla sayıda bileşik oluşturabilir. Böyle durumlarda bu yöntemin kullanılması güçtür ve roma rakamı ile adlandırma daha uygundur.

3- İki ametal arasında birden fazla bileşik oluşturuyorsa, mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), hekza (6), hepta (7), okta (8), nona (9), deka (10) olan yunan önekleri kullanılarak adlandırma yapılır.

Su (H_2O), amonyak (NH_3), nitroz oksit (N_2O), hidrazin (N_2H_4), fosfin (PH_3) gibi bazı bileşikler, sistematik olmayan gösterim ve sistematik olmayan yaygın isimleriyle anılırlar.

Asitler hidrojenin kovalent bileşikleri olup suda $H^+_{(aq)}$ iyonu oluşturmak üzere ayrışırlar. Suda her H^+ iyonu en az bir su molekülüne bağlı olarak bulunur H_3O^+ ($H_5O_2^+$ veya $H_9O_4^+$).

Bazlar (alkaliler) genellikle yapılarında hidroksit bulundururlar ve sulu ortamda (OH^-) iyonu oluşturmak üzere ayrışırlar.

Asitler ve bazlar sulu ortamda **nötralleşme** adı verilen bir reaksiyon vererek **tuz** ve **su** oluştururlar. **Tuzlar nötralleşme reaksiyonuna giren asidin anyonu ve bazın katyonundan oluşurlar**. Asit, baz ve tuzların adlandırılmasına ilişkin kurallar aşağıda verilmiştir.

1- Asidik özellik gösteren ikili bileşiklerin sulu çözeltileri hidrojenle birleşen elementin isminin kelime kökü değiştirilerek adlandırılır. Hidrojenle birleşen element için “hidro” ön eki ve “ik” son eki kullanılarak ve sonuna da “asit” kelimesi eklenerek isim tamamlanır. Örneğin, hidroklorik asit (HCl), hidrosülfirik asit (H_2S).

2- Metal hidroksitler üçlü bileşikler olmalarına karşın ikili bileşikler için kullanılan yöntemle adlandırılırlar. Örneğin, magnezyum hidroksit ($Mg(OH)_2$), demir (II) hidroksit ($Fe(OH)_2$.

3- İkili asitlerin tuzları da ikili bileşikler olduğundan, iki elementten oluşan bileşikler için verilen kurallara göre adlandırılırlar. Sodyum klorür (NaCl), kalsiyum klorür ($CaCl_2$).

4- Üçlü asitler üç element içerirler, eğer üçüncü element oksijen ise bunlara oksi asitler denir. Tek elementli oksi asitlerin adlarının sonuna “ik” eki ve sonuna asit kelimesi getirilerek adlandırılır. Örneğin, borik asit (H_3BO_3), sülfürik asit (H_2SO_4).

Eğer bir elementten oluşan iki yaygın oksi asit varsa, elementin düşük yükseltgenme basamağına sahip olan oksi asidi "öz", büyük yükseltgenme basamağına sahip olan oksi asit ise "ik" son eki kullanılarak adlandırılır. Örneğin, nitröz asit (HNO_2), nitrik asit (HNO_3).

Bazı durumlarda aynı element ikiden daha fazla oksi asit oluşturur. Bu gibi hallerde isimlendirme biraz daha farklı yapılır. **Örneğin klor elementi dört oksi asit oluşturur**. **Burada esas alınan "öz" ve "ik" son ekine sahip olan asitlerdir**. Eğer bir oksi asitte "öz" son eki alandan daha düşük yükseltgenme basamağına sahip element varsa o asite ayrıca "hipo" eki eklenir. Eğer bir oksi asitte "ik" son eki alandan daha büyük yükseltgenme basamağına sahip element varsa o asite ayrıca "per" eki eklenir.

$HClO$	+1	**Hipokloröz asit**
$HClO_2$	+3	**Kloröz asit**
$HClO_3$	+5	**Klorik asit**
$HClO_4$	+7	**Perklorik asit**

$HClO$	+1	**Hipokloröz asit**
H_3PO_2	+1	**Hipofosforöz asit**
HIO	+1	**Hipoiyodöz asit**
$H_2N_2O_2$	+1	**Hiponitröz asit**

$HClO_4$	+7
$HBrO_4$	+7
HIO_4	+7

5- Normal tuzların anyonlarının isimleri, tuzların elde edildiği asitlerin isimlerinden türetilir. Bu adlandırmada asitlerde kullanılan "ik" eki "at" ekiyle, "öz" eki "it" ekiyle yer değiştirir. Eğer başka ön ekler varsa (hipo, per) bunlar aynen korunur. Örneğin, sülfat iyonu (SO_4^{2-}), karbonat iyonu (CO_3^{2-}), hipoklorit iyonu (OCl^-).

Ayrıca bir tuzun adı, kendini oluşturan katyon ve anyonun isimlerinin birleştirilmesiyle oluşturulur. Örneğin, sodyum sülfat (Na_2SO_4), potasyum nitrat (KNO_3), demir (III) perklorat ($Fe(ClO_4)_3$).

6- Birden fazla protonu olan asitlere çok protonlu (poliprotik) asitler denir. Böyle asitlerin anyonları isimlendirilirken, anyonda kalan hidrojenlerin sayısını gösteren bir adlandırma kullanılır. Örneğin, fosforik asitin üç anyonu, dihidrojen fosfat anyonu ($H_2PO_4^-$), hidrojen fosfat anyonu (HPO_4^{2-}), fosfat anyonu (PO_4^{3-}).

Ayrıca, iki protonlu bir asitten türemiş olan tek hidrojen içeren anyonları isimlendirirken hidrojen yerine "bi" eki kullanılır. Örneğin, bikarbonat (HCO_3^-), bisülfat (HSO_4^-).

Bazı yaygın asitler ve bazların adları aşağıda verilmiştir.

HNO_2	Nitröz asit
HNO_3	Nitrik asit
H_3PO_4	Fosforik asit
H_2SO_3	Sülfüröz asit
H_2SO_4	Sülfürik asit
$HClO$	Hipokloröz asit
$HClO_2$	Kloröz asit
$HClO_3$	Klorik asit
$HClO_4$	Perklorik asit
H_2CO_3	Karbonik asit
H_3BO_3	Borik asit
HIO_3	İyodik asit
CH_3COOH	Asetik asit
$HBrO_3$	Bromik asit
$HBrO_2$	Bromöz asit

HCl	Hidroklorik asit
HBr	Hidrobromik asit
HI	Hidroiyodik asit

$LiOH$	Lityum hidroksit
$NaOH$	Sodyum hidroksit
KOH	Potasyum hidroksit
$RbOH$	Rubidyum hidroksit
$CsOH$	Sezyum hidroksit

$Ca(OH)_2$	Kalsiyum hidroksit
$Sr(OH)_2$	Stronsiyum hidroksit
$Ba(OH)_2$	Baryum hidroksit

KBr	Potasyum bromür
$CaCl_2$	Kalsiyum klorür
NaH	Sodyum hidrür
Rb_2S	Rubidyum sülfür
Ba_3N_2	Baryum nitrür
SrO	Stronsiyum oksit

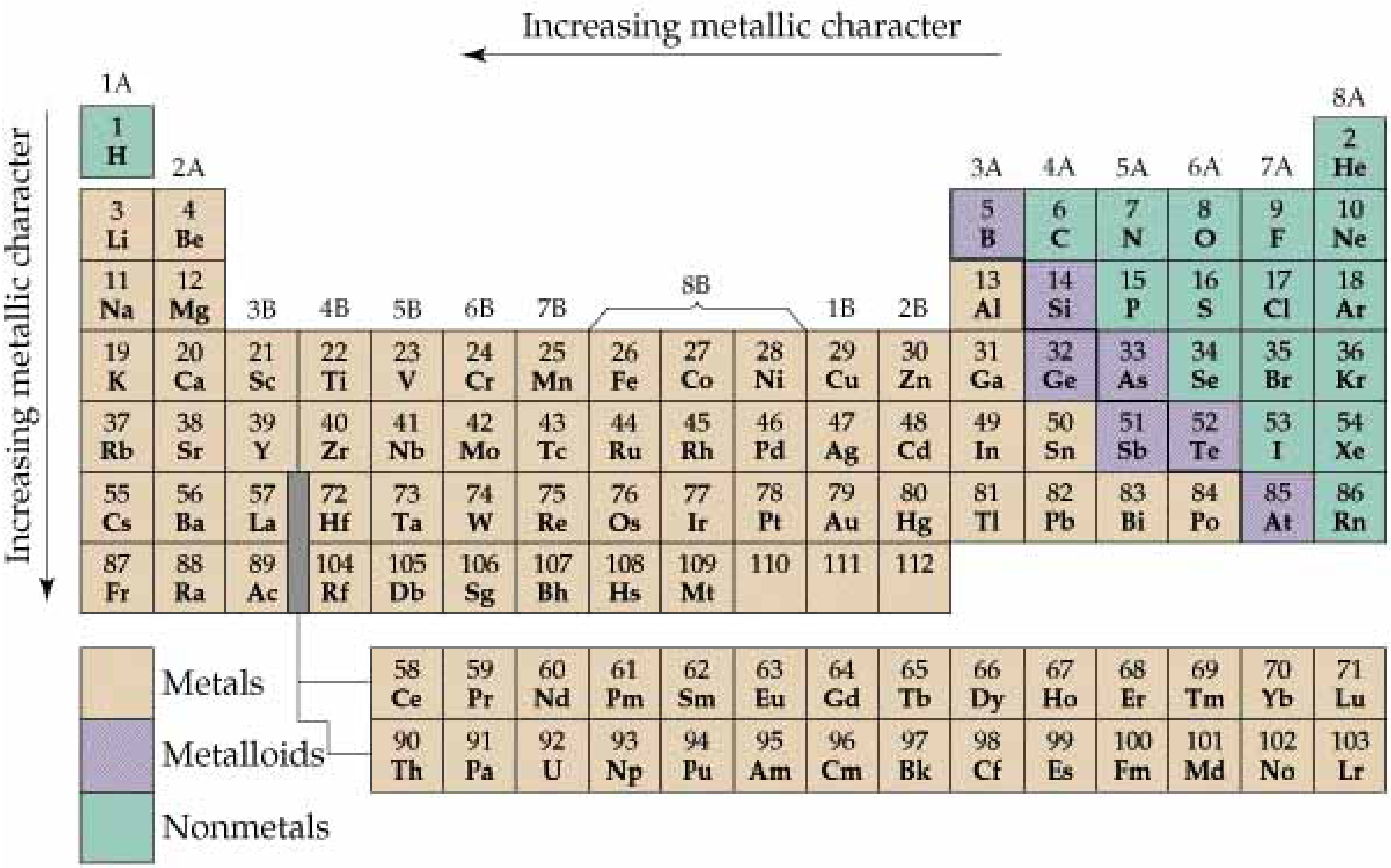
SO_2	Kükürt dioksit
SO_3	Kükürt trioksit
N_2O_4	Diazot tetraoksit
As_4O_6	Tetraarsenik hekzaoksit
Cl_2O_7	Dikloro heptaoksit
CS_2	Karbon disülfür
SF_4	Kükürt tetraflorür
SF_6	Kükürt hekzaflorür

Cu_2O	Bakır (I) oksit
CuF_2	Bakır (II) florür
FeS	Demir (II) sülfür
Fe_2O_3	Demir (III) oksit
$SnCl_2$	Kalay (II) klorür
$SnCl_4$	Kalay (IV) klorür
PbO	Kurşun (II) oksit
PbO_2	Kurşun (IV) oksit

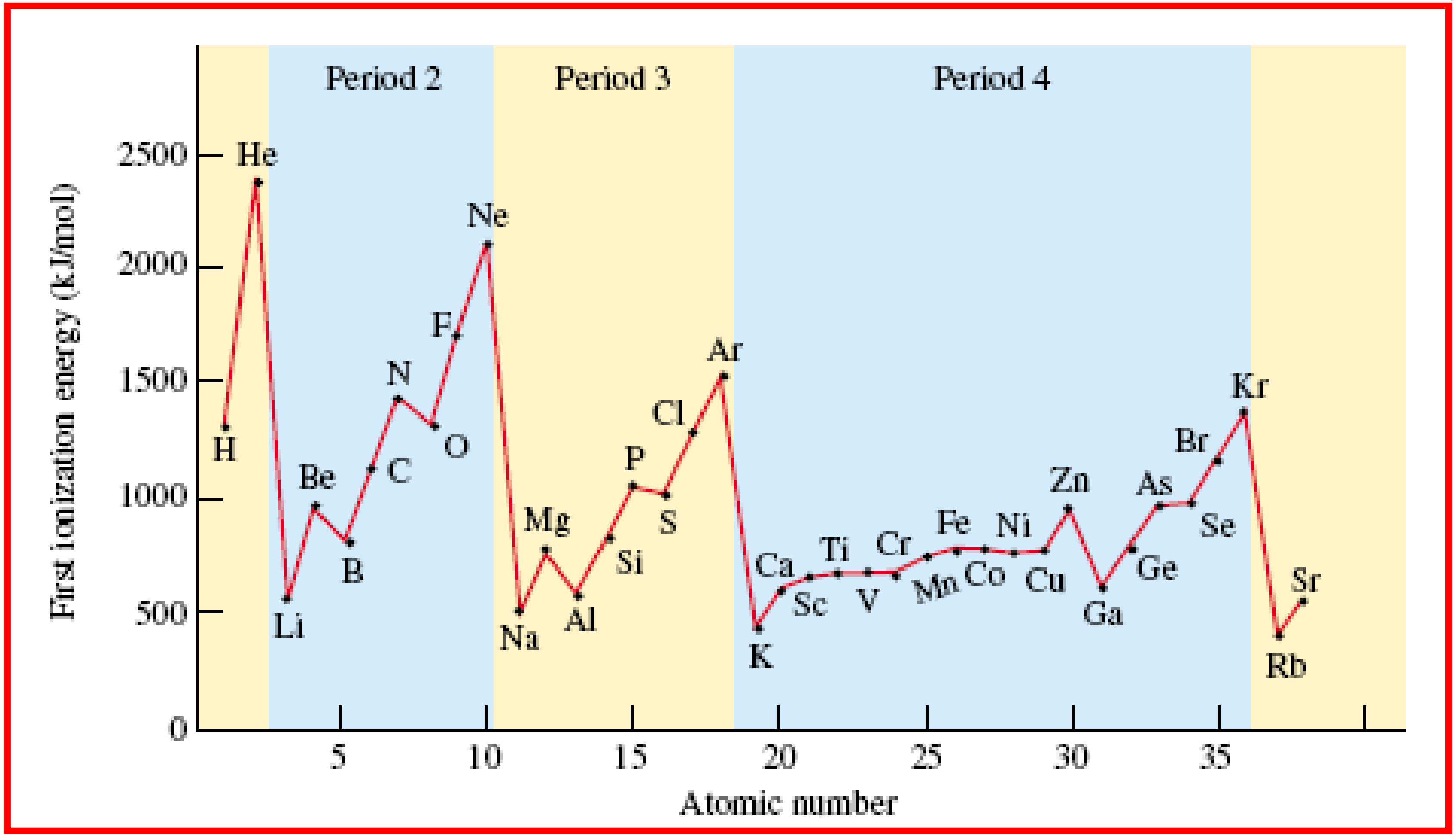
$CuCl$	Kupröz klorür
$CuCl_2$	Kuprik klorür
FeO	Ferröz oksit
$FeBr_3$	Ferrik bromür
HCl	Hidroklorik asit
HF	Hidroflorik asit
H_2S	Hidrosülfirik asit
HCN	Hidrosiyanik asit

Temel Kimya Uygulama Dersi 2

Örnek: Aşağıda verilen çiftlerin her birinde hangi atomun daha büyük olacağını belirleyiniz. a) As veya Br, b) As veya Bi, c) Ca veya Ga, d) Mn veya Zn (geçiş elementlerini hatırlayınız).



Örnek: Aşağıda verilen çiftlerde hangi elementin birinci iyonlaşma enerjisi daha büyüktür? a) S veya Ar, b) S veya As, c) Ba veya Sr.



Örnek: Oksijenin birinci iyonlaşma enerjisi neden azotunkinden daha düşüktür?

$_{7}N = 1s^2\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow$ | ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ | ↑ |

$_{8}O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow$ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑ |

Görüldüğü gibi N atomunun son yörüngesindeki p orbitali yarı dolu bir durumdadır.

Bu durum nispeten kararlı bir yapı (yarı küresel simetri) oluşturduğundan N atomu bu yapıyı bozan bir elektronunu kolay vermeyecektir.

Oysa oksijen bir elektron verdiğinde son yörüngesindeki p orbitali yarı dolu duruma geçeceğinden, O atomu bir elektronunu N atomuna göre daha kolay verecektir.

Yani Oksijenin birinci iyonlaşma enerjisi azot atomununkinden daha küçük olacaktır.

Örnek: Bohr eşitliğini kullanarak hidrojenin 1. iyonlaşma enerjisini hesaplayınız.

$$\nu = 3.289x10^{15}\,s^{-1}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2}\right)$$

$$\nu = 3.289x10^{15}\,s^{-1}\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty}\right)$$

$$\nu = 3.289x10^{15}\,s^{-1}$$

$$E = h\nu$$

$$E = 6.63x10^{-34}\ j.s\ x\ 3.289x10^{15}\,s^{-1} = 2.18x10^{-18}\ j/foton$$

$$E = 6.02x10^{23}\ foton/mol\ \ x\ \ 2.18x10^{-18}\ j/foton = 1312725.4\ j/mol$$

$$E = 1312.7\ kj/mol$$

Örnek: Aşağıda verilen iyonların elektronik yapılarını yazınız. Mg^{2+}, Cr^{2+}, O^{2-}, I^{-}.

${}_{12}Mg = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 \rightarrow {}_{10}Mg^{2+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^0$

${}_{24}Cr = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4 \rightarrow {}_{22}Cr^{2+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^0\ 3d^4$

${}_{8}O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow {}_{10}O^{2-} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

${}_{53}I = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10} 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5 \rightarrow$

${}_{54}I^{-} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10} 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$

Görüldüğü gibi elementler asal gaz yapısına ulaşmak üzere son yörüngelerine elektron alır veya verirler.

Örnek: Sodyum, magnezyum, alüminyum elementlerinin oksitlerinin, klorürlerinin, fosfatlarının, sülfatlarının ve dikromatlarının formüllerini yazınız.

Na_2O	$NaCl$	Na_3PO_4	Na_2SO_4	$Na_2Cr_2O_7$
MgO	$MgCl_2$	$Mg_3(PO_4)_2$	$MgSO_4$	$MgCr_2O_7$
Al_2O_3	$AlCl_3$	$AlPO_4$	$Al_2(SO_4)_3$	$Al_2(Cr_2O_7)_3$

Örnek: Üç adet kuvvetli asit, üç adet de kuvvetli bazın adını ve formülünü yazınız.

Hidro klorik asit $\rightarrow$ HCl (tuz asidi), Nitrik asit $\rightarrow$ HNO_3 (kezzap), sülfürik asit $\rightarrow$ H_2SO_4 (Zaç yağı).

Sodyum hidroksit $\rightarrow$ $NaOH$ (kostik veya sudkostik), potasyum hidroksit $\rightarrow$ KOH (potaskostik), kalsiyum hidroksit $\rightarrow$ $Ca(OH)_2$ (sönmüş kireç).

Örnek: Aşağıda verilen OCF_2 molekülünün Lewis yapısını formal yükleriyle birlikte gösteriniz. O ve F atomları doğrudan merkez atom olan C atomuna bağlıdır. O: 8, C: 6, F: 9.

$$_{6}C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2 \rightarrow {}_{6}C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$$

$$_{8}O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow {}_{8}O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$$

$$_{9}F = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5 \rightarrow {}_{9}F = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$$

1- Değerlik elektronlarının sayısı = 4 + 6 + 7 + 7 = 24

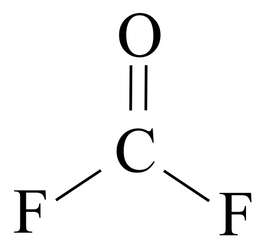
2- Oktet için gereken elektron sayısı = 4 x 8 = 32

3- Bağ yapan elektron sayısı = 32 – 24 = 8

4- Bağ sayısı = 8/2 = 4

5- Ortaklaşmamış elektron sayısı = 24 – 8 = 16

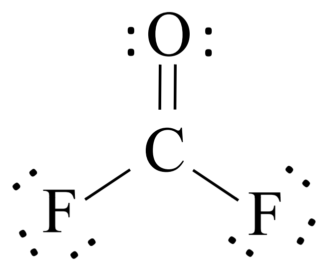
6- Bir basit çatı yazılabilir,



7- Formal yükler hesaplanır. C = 4 – 4 - 0 = 0

O = 6 – 2 - 4 = 0

F = 7 – 1 - 6 = 0

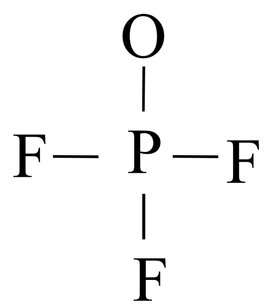


Örnek: Aşağıda verilen OPF_3 molekülünün Lewis yapısını formal yükleriyle birlikte gösteriniz. O ve F atomları doğrudan merkez atom olan P atomuna bağlıdır. O: 8, F: 9, P:15.

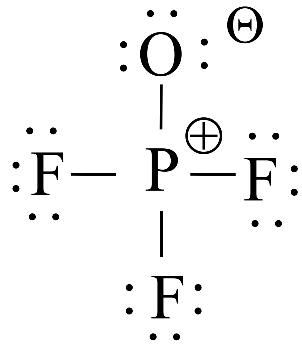
$_8O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow {}_8O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$_9F = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5 \rightarrow {}_9F = 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

$_{15}P = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3 \rightarrow {}_{15}P = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$



1- Değerlik elektronlarının sayısı = 5 + 6 + 7 + 7 + 7 = 32
2- Oktet için gereken elektron sayısı = 5 x 8 = 40
3- Bağ yapan elektron sayısı = 40 – 32 = 8
4- Bağ sayısı = 8/2 = 4
5- Ortaklaşmamış elektron sayısı = 32 – 8 = 24
6- Basit bir çatı yazılabilir,
7- Formal yükler hesaplanır. P = 5 – 4 - 0 = +1
O = 6 – 1 - 6 = -1
F = 7 – 1 - 6 = 0



Örnek: Aşağıda verilen SO_3^{2-} iyonunun Lewis yapısını formal yükleriyle birlikte gösteriniz. O atomları merkez atom olan S atomuna bağlıdır. O: 8, S:16.

$${}_{8}O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow {}_{8}O = 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$$

$${}_{16}S = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4 \rightarrow {}_{16}S = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$$

1- Değerlik elektronlarının sayısı = 6 + 6 + 6 + 6 + 2 = 26

2- Oktet için gereken elektron sayısı = 4 x 8 = 32

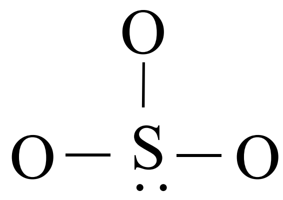
3- Bağ yapan elektron sayısı = 32 – 26 = 6

4- Bağ sayısı = 6/2 = 3

5- Ortaklaşmamış elektron sayısı = 26 – 6 = 20

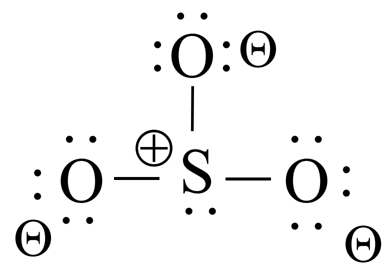
6- Basit bir çatı yazılabilir,

7- Formal yükler hesaplanır.



$S = 6 – 3 - 2 = +1$

$O = 6 – 1 - 6 = -1$



Örnek: Aşağıda verilen siyanamid (NH_2CN) molekülünün Lewis yapısını formal yükleriyle birlikte gösteriniz. H: 1, C: 6, N:7.

$_{1}H = 1s^1$

$_{6}C = 1s^2\ 2s^2\ 2p^2 \rightarrow {}_{6}C = 1s^2\ 2s^1\ 2p^3$

$_{7}N = 1s^2\ 2s^2\ 2p^3 \rightarrow {}_{7}N = 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

1- Değerlik elektronlarının sayısı = 1 + 1 + 4 + 5 + 5 = 16

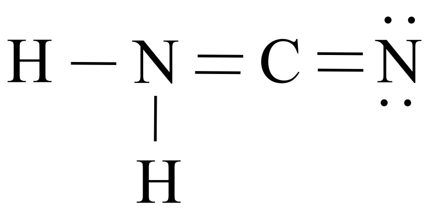
2- Oktet için gereken elektron sayısı = (2 x 2) + (3 x 8) = 28

3- Bağ yapan elektron sayısı = 28 – 16 = 12

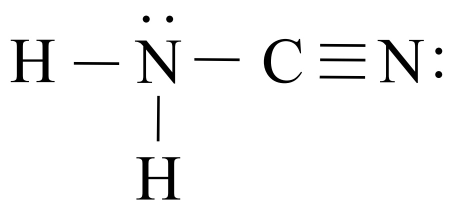
4- Bağ sayısı = 12/2 = 6

5- Ortaklaşmamış elektron sayısı = 16 – 12 = 4

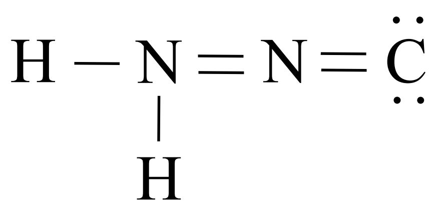
6- Basit bir çatı yazılabilir, fakat burada birden fazla olasılık vardır.



Yapı 1



Yapı 2



Yapı 3

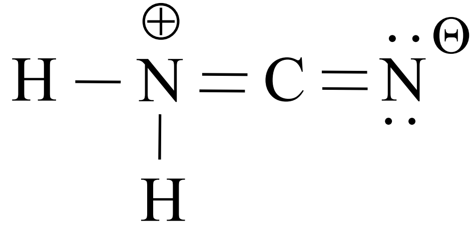
7- Olası her yapı için formal yükler hesaplanır.

Yapı 1 için, uçtaki azot $N = 5 - 2 - 4 = -1$

aradaki azot $N = 5 - 4 - 0 = +1$

$C = 4 - 4 - 0 = 0$

$H = 1 - 1 - 0 = 0$

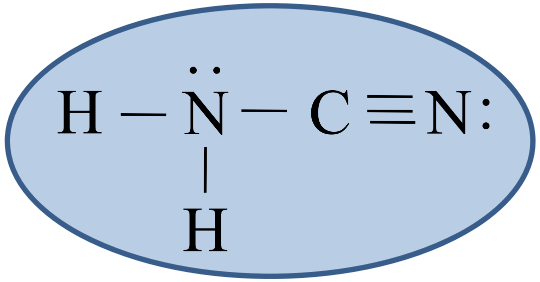


Yapı 2 için, uçtaki azot $N = 5 - 3 - 2 = 0$

aradaki azot $N = 5 - 3 - 2 = 0$

$C = 4 - 4 - 0 = 0$

$H = 1 - 1 - 0 = 0$

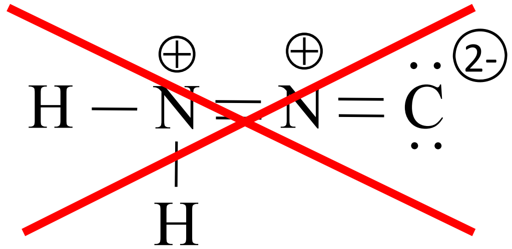


Yapı 3 için, sağdaki azot $N = 5 - 4 - 0 = +1$

soldaki azot $N = 5 - 4 - 0 = +1$

$C = 4 - 2 - 4 = -2$

$H = 1 - 1 - 0 = 0$



Yapı 2 formal yükleri olmadığı ve her atom dolu kabuk elektron dağılımına sahip olduğu için en olası yapı olarak kabul edilebilir.

Örnek: Aşağıda verilen çiftlerin her birinde hangi bağın daha polar olduğunu elektronegatiflik değerlerini kullanarak bulunuz. a) N-O, N-H b) S-Cl, S-H c) O-F, O-Si.

Elektronegatiflik değerleri daha önce verilmiş olan tablodan bulunur, H: 2.1, N: 3.0, O: 3.5, S: 2.5, Cl: 3.0, F: 4.0, Si: 1.4.

Atomlar arasındaki elektronegatiflik farkı ne kadar küçükse polarlık o kadar düşük olacaktır.

N-O ve N-H için 3.5 - 3.0= 0.5 ve 3.0 - 2.1= 0.9 Bu bağlardan N-H bağı daha polardır.

S-Cl ve S-H için 3.0 – 2.5= 0.5 ve 2.5 – 2.1= 0.4 Bu bağlardan S-Cl bağı daha polardır.

O-F ve O-Si için 4.0 – 3.5= 0.5 ve 3.5 – 1.4= 2.1 Bu bağlardan O-Si bağı daha polardır.

Örnek: Aşağıda verilen bileşiklerdeki belirtilen atomların yükseltgenme basamağını belirleyiniz. a) $S_2O_5Cl_2$ de S, b) Mg_3UO_6 da U, c) $Na_3P_3O_9$ da P, d) CaN_2O_2 de N, e) Ca_2VO_4 de V.

$S_2O_5Cl_2$ $0 = 2 \times S + (5 \times -2) + (2 \times -1) \Rightarrow 0 = 2S - 10 - 2$

$2S = 10 + 2 \Rightarrow S = 12/2 \Rightarrow \mathbf{S = +6}$

Mg_3UO_6 $0 = (3 \times +2) + U + (6 \times -2) \Rightarrow 0 = 6 + U - 12$

$U = 12 - 6 \Rightarrow \mathbf{U = +6}$

$Na_3P_3O_9$ $0 = (3 \times +1) + (3 \times P) + (9 \times -2) \Rightarrow 0 = 3 + 3P - 18$

$3P = 18 - 3 \Rightarrow P = 15/3 \Rightarrow \mathbf{P = +5}$

CaN_2O_2 $0 = +2 + (2 \times N) + (2 \times -2) \Rightarrow 0 = 2 + 2N - 4 \Rightarrow 2N = 2 \Rightarrow$ $\mathbf{N = +1}$

Ca_2VO_4 $0 = (2 \times +2) + V + (4 \times -2) \Rightarrow 0 = 4 + V - 8 \Rightarrow \mathbf{V = +4}$

Örnek: Aşağıda isimleri verilen bileşiklerin formüllerini yazınız. a) kükürt hekzaflorür, b) hipokloröz asit, c) nikel (II) sülfat, d) Cıva (I) florür, e) bakır (II) kromat, f) ferrözsülfit, g) ferrik sülfat.

a) SF_6 b) $HClO$ c) $NiSO_4$ d) Hg_2F_2 e) $CuCrO_4$ f) $FeSO_3$ g) $Fe_2(SO_4)_3$

Örnek: Aşağıda isimleri verilen bileşiklerin formüllerini yazınız. a) diazot tetraflorür, b) kobalt (II) nitrit, c) baryum dihidrojen fosfat, d) altın (III) oksit, e) Talyum (I) hidroksit, f) lityum nitrür, g)amonyum dikromat.

a) N_2F_4 b) $Co(NO_2)_2$ c) $Ba(H_2PO_4)_2$ d) Au_2O_3 e) $TlOH$ f) Li_3N g) $(NH_4)_2Cr_2O_7$

Örnek: Aşağıda Formülleri verilen bileşiklerin adlarını yazınız. a) BrF_3, b) $Ag(H_2PO_4)$, c) $Fe_2(SO_4)_3$, d) Au_2S_3, e) $Ca(HCO_3)_2$, f) CuCN, g) $Mg(NO_3)_2$.

a) Brom triflorür b) gümüş dihidrojen fosfat c) Demir (III) sülfat d) altın (III) sülfür e) kalsiyum bikarbonat f) bakır (I) siyanür g) magnezyum nitrat.

Örnek: Aşağıda Formülleri verilen bileşiklerin adlarını yazınız. a) InN, b) $PbCrO_4$, c) $BaBr_2$, d) $LaPO_4$, e) $CaCO_3$, f) CuSCN, g) Cr_2O_3.

a) İndiyum nitrür b) kurşun kromat c) baryum bromür d) lantan fosfat e) kalsiyum karbonat f) bakır (I) tiyosiyanür g) krom (III) oksit.